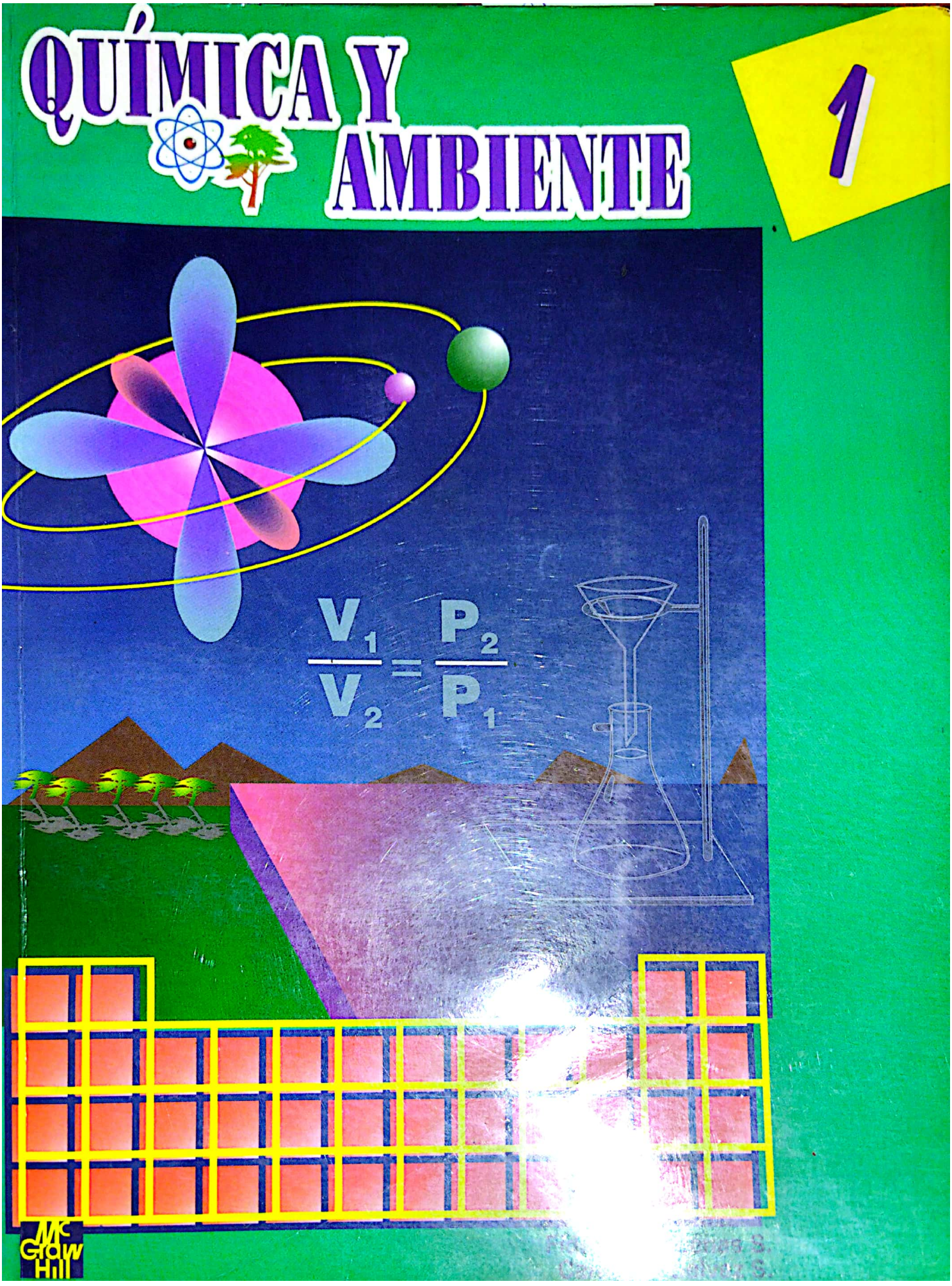
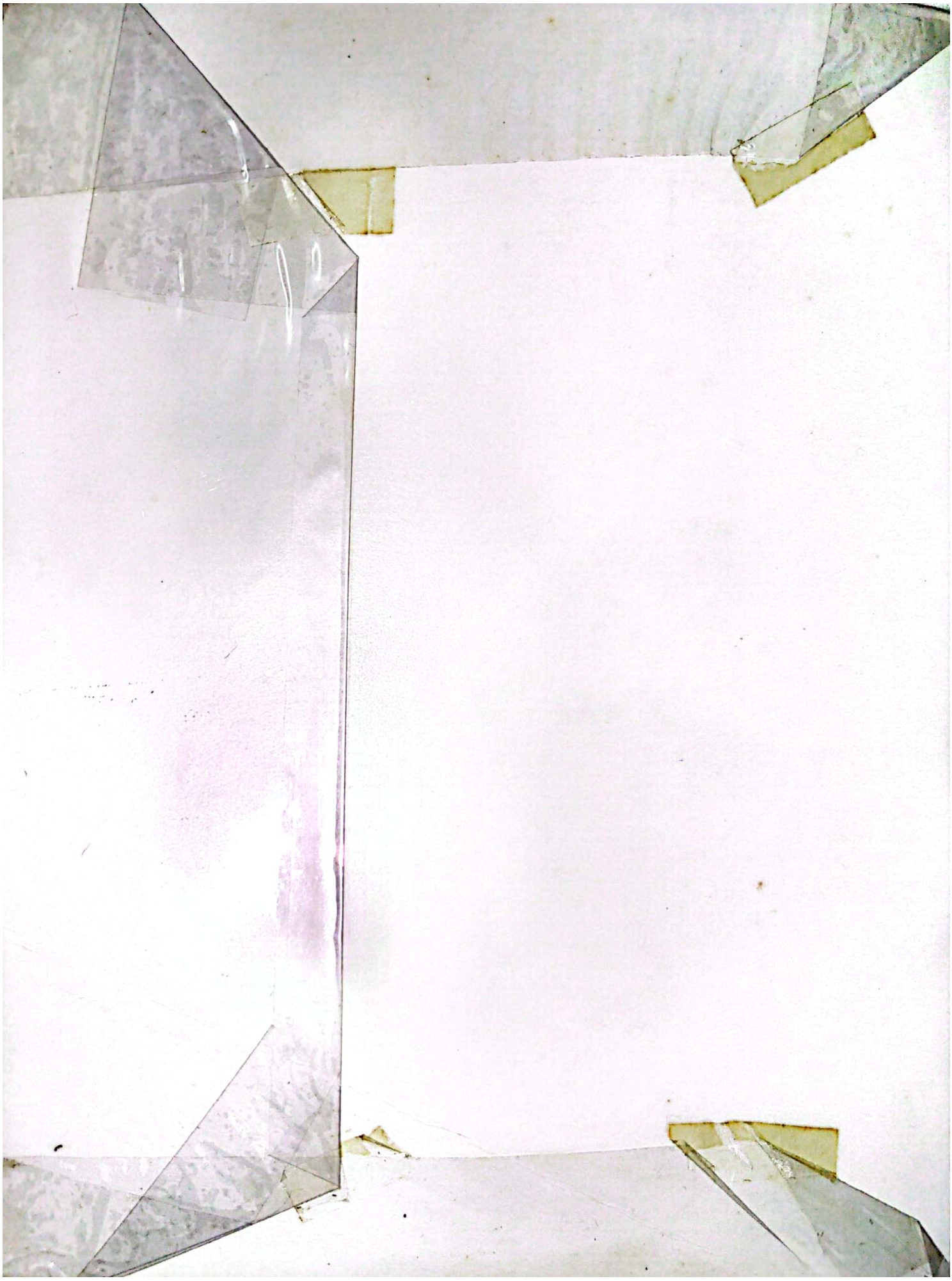
QUÍMICA Y AMBIENTE

1



Mc Graw Hill

Scanned with CamScanner



Scanned with CamScanner

QUÍMICA Y AMBIENTE 1

Autores

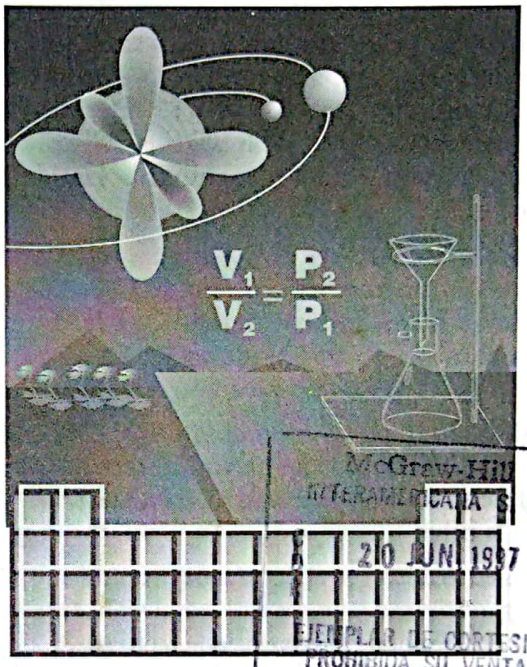
FIDEL ANTONIO CÁRDENAS S.
Máster en enseñanza de las ciencias y matemáticas
Universidad Estatal de Campinas
Ph. D., Strathclyde University
Profesor asociado del departamento de química
Universidad Pedagógica Nacional

CARLOS ARTURO GÉLVEZ S.
Licenciado en química
Universidad Pedagógica Nacional
Magíster en investigación y docencia
Universidad Santo Tomás
Director del laboratorio de química
Universidad Pedagógica Nacional

Comité de especialistas
Revisión técnica
OMAR FUENTES CASTELLANOS
Ph. D., University of Alabama
Profesor del departamento de química
Pontificia Universidad Javeriana

LUIS CARLOS GARCÍA
Químico, M. Sc.
Profesor de la Universidad de los Andes

Asesores pedagógicos
Rocío Cárdenas Romero
Especialista en metodología de la educación
Universidad de Sao Paulo



McGraw-Hill
INTERAMERICANA S. A.
210 JUN 1997
EJEMPLAR DE CORTESIA
PROHIBIDA SU VENTA

Equidad de género y estilo
Hernando García
Gabriel Silva
Revisores de estilo

Diversidad cultural
Consuelo Ruíz
Periodista
María del Pilar López
Comunicadora social

McGRAW-HILL

Santafé de Bogotá • Buenos Aires • Caracas • Guatemala • Lisboa • Madrid
México • Nueva York • Panamá • San Juan • Santiago de Chile • Sao Paulo
Auckland • Hamburgo • Londres • Milán • Montreal • Nueva Delhi
París • San Francisco • San Luis • Sidney • Singapur • Tokio • Toronto

Scanned with CamScanner

No está permitida la reproducción total o parcial de este libro, ni su tratamiento informático,
ni la transmisión por ninguna forma o por cualquier medio, ya sea electrónico, mecánico, por fotocopia,
por registro y otros métodos sin el permiso previo y por escrito de los titulares del Copyright.

DERECHOS RESERVADOS.
Copyright (C) 1995, por Fidel Antonio Cárdenas S. y Carlos Gélvez S.
Copyright (C) 1995, por McGraw-Hill Interamericana, S.A.
Avenida de las Américas No. 46-41
Santafé de Bogotá, Colombia

Editora: Rocio Cárdenas R.

1234567890 9012346785
ISBN: 958-600-378-7. Volumen 1
ISBN: 958-600-379-5. Volumen 2
(ISBN: 958-600-377-9. Obra completa)

Impreso en Colombia Printed in Colombia
Se imprimieron 6.000 ejemplares en el mes de Junio de 1996
Impreso por Panamericana Formas e Impresos S.A.

Scanned with CamScanner

Apreciado estudiante:

La química va más allá de las fórmulas y reacciones. Muchas de las cosas que ocurren a nuestro alrededor tienen relación con ella. El aire que respiramos, los alimentos que consumimos, su digestión; el vestido que llevamos y hasta las tintas que se usaron para imprimir este libro son algunos ejemplos de los principios involucrados en esta ciencia.

¿Han pasado por su mente algunos de los siguientes cuestionamientos? ¿Cuáles son mis expectativas del curso de química? ¿Qué deseo y necesito saber?, ¿cómo se relaciona el conocimiento de esta área con mi vida diaria?, ¿qué impacto tiene la enseñanza de la química en el desarrollo del país? Éstas, son algunas preguntas que giran alrededor del proceso de enseñanza-aprendizaje de la química. Su reflexión conjunta (estudiante-profesor) podrán quizás facilitar el alcance de los logros propuestos en cada curso y sin duda, establecer una mejor relación entre el estudiante, la ciencia y el profesor.

Los últimos 20 años de investigación en educación en ciencias y particularmente en química, han conducido de una u otra manera a la conclusión de que los procesos actuales de enseñanza en estos campos deberían ser más eficientes. Aún se da mucha preferencia a la memorización de conceptos y a la aplicación mecánica de fórmulas.

Consciente de la problemática anterior y ante la necesidad de una sólida formación de los estudiantes, en las áreas de ciencias, la comunidad científica internacional ha puesto al servicio de los estudiantes y de los docentes nuevas estrategias didácticas que esta obra se ha propuesto aplicar.

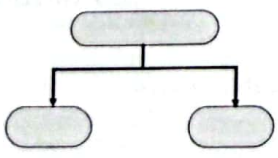
Química y ambiente constituye una propuesta pedagógica acorde con las expectativas del nuevo milenio. Diversas estrategias permiten gradualmente al estudiante construir, ampliar y reforzar sus conocimientos en esta área y ver su relación con la vida cotidiana. Conozca la estructura metodológica de cada unidad:

Conocimientos previos

La sección **conocimientos previos** sugiere la reflexión acerca de algunos aspectos relacionados con el tema de la unidad. Se espera que a través de este proceso el estudiante se motive a plantear sus propias inquietudes e intereses en torno al tema.

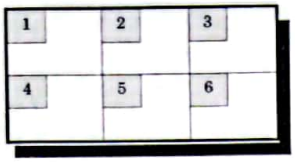
Términos clave

A través del texto se resalta el carácter evolutivo de los conceptos. Con esto se procura desarrollar en los estudiantes una concepción de la ciencia como un cuerpo dinámico y susceptible de mejorar. La sección **términos clave** orienta al estudiante acerca de los conceptos propios de cada unidad.



Por medio de **diagramas conceptuales** se incentiva al estudiante a desarrollar su capacidad de relación entre conceptos y su habilidad para interpretar y expresar por escrito ideas científicas, se incluyen al comienzo de cada unidad y en algunos subtemas. El profesor podría reproducirlas en acetato o cartulina y usarlos como herramientas didácticas en el salón de clase o en una conferencia.

Scanned with CamScanner



Las redes o **rejillas conceptuales** constituyen una estrategia que motiva diferentes procesos de pensamiento: análisis, reflexión y síntesis entre otros.

Ejercicio guía

Ejercicio propuesto

Con el objetivo de reforzar continuamente los conocimientos propuestos, se ha incluido un buen número de **ejercicios guía y ejercicios propuestos**. Los primeros tienen una orientación para su solución, los segundos se acompañan de las respuestas al final del libro.

Taller

Varios **talleres** en cada unidad incentivan el trabajo en grupo y los procesos implícitos en él como compartir y confrontar conocimientos, resolver dudas, desarrollar las actitudes de escuchar y ser escuchado; además de los procesos cognoscitivos propios del tema.

Autoevaluación

Al final de cada unidad se incluye la sección de **autoevaluación.** Con ella, se espera que el estudiante verifique su progreso. Está dividida en secciones que le facilitan al estudiante y al profesor escoger el tema para evaluar.

Al final de cada unidad también se presenta una **lectura** bajo el título general de química y ambiente; su fin es mostrar algunas conexiones de la química con el ambiente de la Tierra.

Para el portafolio

Esta sección promueve en el estudiante el desarrollo de actitudes positivas frente al conocimiento, la convivencia escolar; así como el seguimiento consciente de sus logros.

En resumen, tanto profesores como alumnos cuentan, desde ahora, con un texto que llena las expectativas de una época coyuntural rica en cambios que buscan una relación más consistente entre la ciencia y sus usuarios, de tal manera que contribuya al mejoramiento de la calidad de vida.

Los autores

Scanned with CamScanner

Contenido

UNIDAD 1 **Magnitudes y sistemas de medidas**

1.1 Introducción 2
1.2 Sistemas de medidas 3
1.3 El método del factor unitario o del análisis dimensional 4
1.4 Unidades fundamentales 9
Taller 1.1 13
1.5 Unidades derivadas 14
Taller 1.2 16
Autoevaluación 17
La preocupación por el ambiente global 19
Para el portafolio 20

UNIDAD 2 **Conceptos fundamentales de química**

2.1 Introducción 22
2.2 Materia y energía 22
2.3 Presentación de la materia en la naturaleza 24
Taller 2.1 29
2.4 El lenguaje de la química 30
2.5 Teoría atómica de dalton 31
2.6 La constitución interna de los átomos 33
Taller 2.2 – Taller 2.3 38-44
2.7 Composición centesimal y fórmulas químicas 45
Taller 2.4 52
Autoevaluación 52
El origen del universo y de los elementos químicos. 55
Para el portafolio 56

UNIDAD 3 **De la estructura atómica de Dalton a la mecánica cuántica**

3.1 Introducción 58
3.2 Materia y electricidad 58
Taller 3.1 62
3.3 Thomson y la estructura del átomo 63
3.4 Rutherford y el átomo nuclear 64
Taller 3.2 65
3.5 Relaciones materia–energía; absorción y emisión de luz 65
Taller 3.3 69
3.6 El modelo atómico de la mecánica cuántica 70
Taller 3.4 80
Autoevaluación 81
La Tierra, el más grande de los organismos vivos.. 83
Para el portafolio 84

UNIDAD 4 **Periocidad química**

4.1 Introducción 86
4.2 Dobereiner y Newlands 87
4.3 Mendeleiev y Meyer 87
4.4 El número atómico y la ley periódica 89
4.5 La tabla periódica y las notaciones espectrales 89
Taller 4.1 95
4.6 Variación de algunas propiedades de los elementos de la tabla periódica 95
Taller 4.2 103
Autoevaluación 103
A propósito de los terremotos 105
Para el portafolio 106

UNIDAD 5 **Enlace químico y estado de oxidación**

5.1 Introducción 108
5.2 La electronegatividad y los enlaces químicos 108
5.3 Símbolos electrónicos y fórmulas de Lewis 112
Taller 5.1 113
5.4 Tipos de enlace químico 114
5.5 Los enlaces químicos y algunas propiedades 121
5.6 El enlace químico y las fuerzas intermoleculares 123
5.7 Teorías cuánticas del enlace 125
5.8 Estado de oxidación 127
Taller 5.2 130
Autoevaluación 131
El balance de la energía solar 132
Para el portafolio 134

UNIDAD 6 **Nomenclatura química**

6.1 Introducción 136
6.2 Nomenclatura y función química 136
6.3 Función óxido 137
6.4 Función hidróxido o base 141
6.5 Función ácido 143
Taller 6.1 143
6.6 Función sal 147
Taller 6.2 151
Autoevaluación 152
La lluvia ácida 153
Para el portafolio 154

Scanned with CamScanner

UNIDAD 7 Estado Gaseoso

7.1 Introducción 156
7.2 Generalidades de los gases 158
7.3 Relación presión-volumen. La ley de Boyle 160
7.4 Relación volumen-temperatura. La ley de Charles .. 162
7.5 Leyes de Boyle y Charles combinadas 164
7.6 Relación presión-temperatura. La ley de Gay-Lussac 166
Taller 7.1 167
7.7 Principio de Avogadro y volumen molar 168
7.8 Ecuación de estado para los gases ideales 171
7.9 La ecuación de estado y la masa molecular de un gas 172
7.10 Ley de Dalton de las presiones parciales 174
Taller 7.2 174
7.11 Presión de vapor de agua 176
7.12 Difusión de los gases. La ley de Graham 177
7.13 Teoría cinética molecular de los gases 179
Taller 7.3 181
Autoevaluación 182
La licuación del aire 185
Para el portafolio 186

UNIDAD 8 El agua y las soluciones

8.1 Introducción 188
8.2 Las soluciones 188
8.3 Clases de soluciones y factores de solubilidad 189
Taller 8.1 194
8.4 Formas de expresar la concentración y sus unidades . 195
8.5 Los coloides 206
Taller 8.2 208
Autoevaluación 209
Un hueco en la capa de ozono 212
Para el portafolio 213

UNIDAD 9 Reacciones y ecuaciones químicas

9.1 Introducción 217
9.2 Ecuaciones químicas 217
9.3 Clases de reacciones químicas 220
9.4 Ecuaciones químicas y cambio en el número de oxidación 225
Taller 9.1 227
9.5 Ecuaciones estequiométricas y no estequiométricas . 228
9.6 Formas de balancear ecuaciones químicas 230
Taller 9. 2 241
Autoevaluación 241
Los clorofluorocarbonados destruyen la capa de ozono 244
Para el portafolio 245

UNIDAD 10 Interpretación de las ecuaciones balanceadas. Estequiometría

10.1 Introducción 248
10.2 Formas de interpretar ecuaciones estequiométricas. 248
10.3 Concepto de razón molar 249
Taller 10.1 255
10.4 El reactivo límite 256
10.5 Rendimiento teórico y rendimiento real 258
10.6 Rendimiento y pureza 260
Taller 10.2 262
Autoevaluación 262
Origen del oxígeno en la atmósfera 266
Para el portafolio 267

UNIDAD 11 Reacciones químicas y energía

11.1 Introducción 270
11.2 El calor y las reacciones químicas 270
Taller 11.1 276
11.3 Electricidad y reacciones químicas 276
Taller 11.2 279
Autoevaluación 279
Algunas de las grandes preocupaciones. Cambios en el ambiente global 281
Para el portafolio 282

UNIDAD 12 Velocidad y equilibrio en las reacciones químicas

12.1 Introducción 284
12.2 Velocidad en las reacciones químicas 284
Taller 12.1 291
12.3 Concepto de equilibrio químico 291
Taller 12.2 297
Autoevaluación 298
La contaminación fotoquímica 299
Para el portafolio 300

UNIDAD 13 Equilibrio ácido-base

13.1 Introducción 302
13.2 Los conceptos de acidez y basicidad 302
Taller 13.1 304
13.3 Equilibrio de ácidos y bases débiles 305
Taller 13.2 305
Autoevaluación 312
El ambiente global 313
Para el portafolio 314
Laboratorios
Respuestas a los ejercicios
Bibliografía

Scanned with CamScanner

Unidad 1
Magnitudes y sistemas de medidas

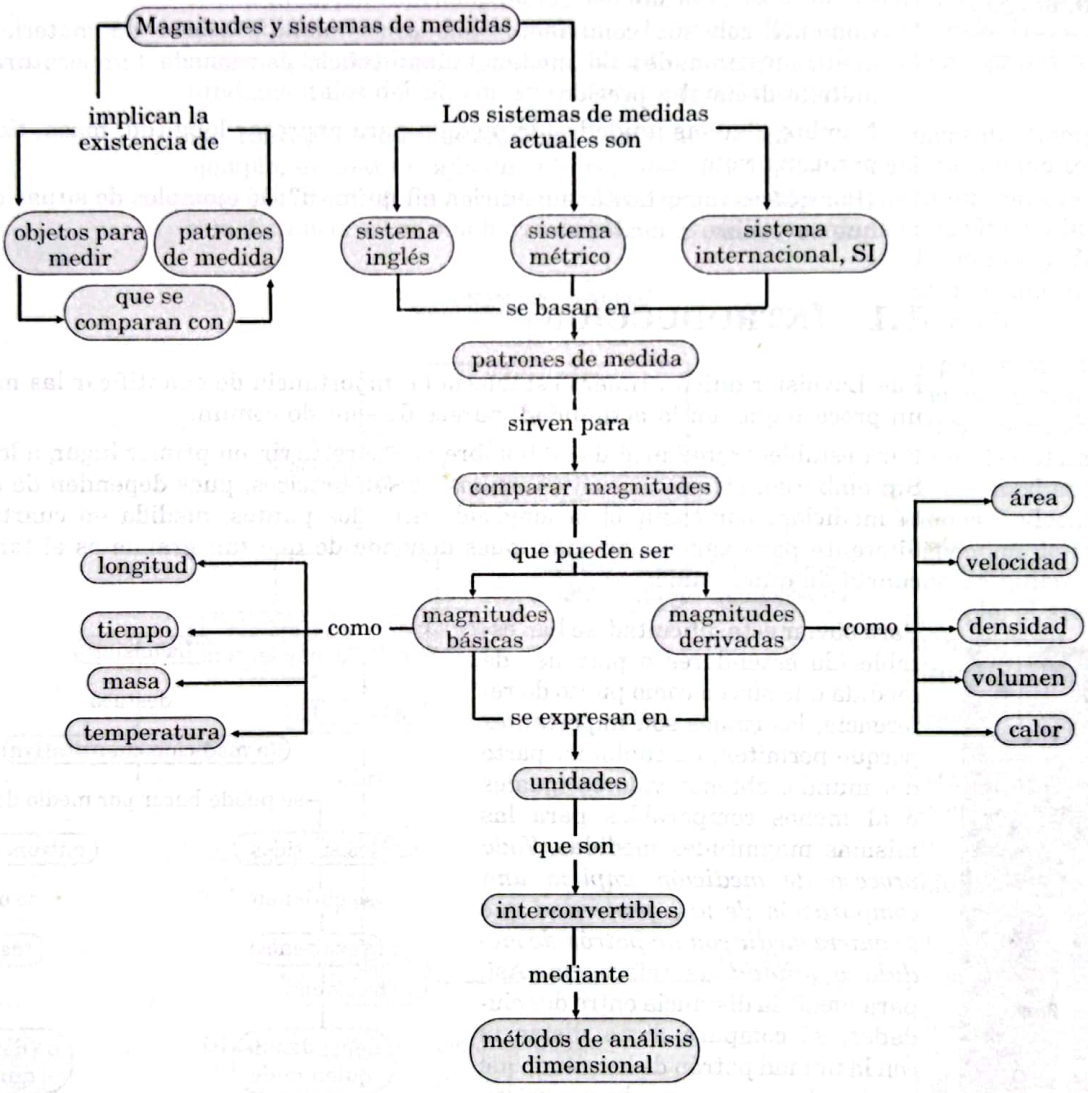


Diagrama 1.1 *Magnitudes y sistemas de medidas.*

Scanned with CamScanner

Términos clave

Patrón de medida, sistema métrico, sistema internacional de medidas, magnitudes fundamentales, magnitudes derivadas, medición, factores de conversión, análisis dimensional, escalas de temperatura.

Logros

- Reconocer, en cada sistema de unidades, los patrones de medidas y operar con ellos diferentes magnitudes.
- Convertir mediciones que están en el sistema métrico a otras unidades del mismo sistema.
- Emplear el método del factor unitario o del análisis dimensional para convertir unidades.
- Utilizar apropiadamente algunas de las unidades básicas del sistema internacional para la resolución de ejercicios.
- Reconocer la utilidad de este tema en la vida diaria y aplicar los principios de la medición, en forma sistemática, cuando resulte necesario.
- Relacionar los principios de la medición con el trabajo, en la ciencia y en la tecnología.

Conocimientos previos

1. Calcule la estatura de un compañero en cuartas. Registre, por lo menos, otros tres resultados. ¿Son iguales? ¿Por qué?
2. Comente con sus compañeros sus conocimientos acerca de materia, química, medición, unidades de medida, magnitudes, escalas de temperatura, sistema métrico decimal y presión.
3. Nombre algunas unidades de medida para expresar longitud, masa, tiempo, temperatura, volumen.
4. ¿Por qué es importante la medición en química? Dé ejemplos de situaciones en las que se utiliza la medición.

1.1 INTRODUCCIÓN

Fue Lavoisier quien primero estableció la importancia de cuantificar las magnitudes, un proceso que, en la actualidad, parece de sentido común.

Para establecer una medida, el hombre puede recurrir, en primer lugar, a los sentidos. Sin embargo, los valores así obtenidos no son precisos, pues dependen de quien hace la medición; por ejemplo, la longitud entre dos puntos, medida en cuartas, resulta diferente para varias personas, pues depende de qué tan grande es el tamaño de la cuarta de quien mide.

Para obviar esta dificultad, se han establecido estándares o patrones de medida que sirven como punto de referencia, los cuales son importantes porque permiten, en cualquier parte del mundo, obtener valores iguales o al menos comparables para las mismas magnitudes medidas. *Todo proceso de medición implica una comparación de una propiedad que se quiere medir con un patrón de medida o unidad* de referencia. Así, para medir la distancia entre dos ciudades, se compara dicha distancia con la unidad patrón de longitud, que es el metro, o con uno de sus múltiplos, como el kilómetro.

Diagrama 1.2 *La medición.*

Scanned with CamScanner

¿Qué importancia tiene la medición en la química?

1.2 SISTEMAS DE MEDIDAS

Puesto que en química se estudian la materia y sus propiedades tanto cualitativa como cuantitativamente, y tales estudios tienen valor universal, es preciso unificar formas de obtener valores comparables para las diferentes propiedades de la materia, de tal manera que pueda existir una clara comunicación entre los científicos y demás estudiosos de esta disciplina. Esto se ha logrado mediante el establecimiento de patrones internacionales.

Los patrones de medida utilizados en ciencias corresponden a los del *sistema métrico* y el *sistema internacional SI*, que son los sistemas de pesas y medidas utilizados prácticamente en todo el mundo.

En algunos países de habla inglesa, aún se emplea el sistema inglés, si bien cada vez con menos frecuencia.

El sistema internacional, SI

Hacia 1960, por convenio internacional los científicos acordaron utilizar para el trabajo científico ciertas unidades básicas y derivadas llamadas unidades del sistema internacional, SI. Analice la tabla 1.1. En ella se presentan las siete magnitudes y unidades fundamentales del SI, con sus respectivas definiciones.

Los conceptos de estas unidades han venido cambiando a través del tiempo. Así, por ejemplo, el metro originalmente representó 1/40,000,000 del meridiano terrestre que pasa por París. A fin de utilizar el metro como estándar, se marcaron dos puntos con esta distancia sobre una barra de platino e iridio, guardada en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas en Sevres, una ciudad cerca de París.

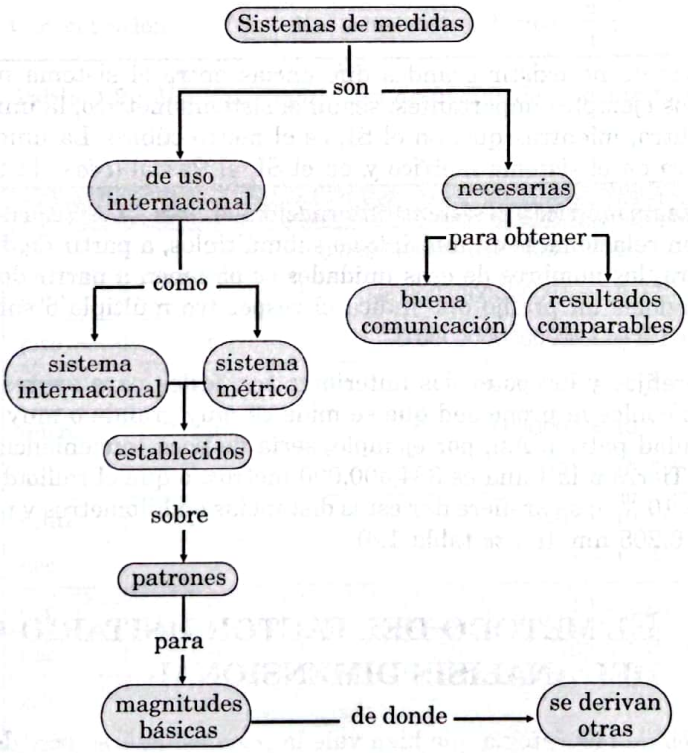


Diagrama 1.3 *Sistemas de unidades*

A partir de las unidades básicas o fundamentales del SI, se establecen otras unidades llamadas derivadas, mediante combinaciones adecuadas, que dependen de la magnitud que se quiere medir. Por ejemplo, el área y el volumen se derivan de la longitud. Ejemplo:

Área (A) = $(\text{longitud})^2$
$= \ell \times \ell = \ell^2$.

Esta longitud se puede expresar en m^2, cm^2, dm^2, etc.

Volumen (V) = $(\text{longitud})^3$
$= \ell \times \ell \times \ell = \ell^3$.

El volumen se puede expresar en m^3, mm^3, etc.

La velocidad, v, es el espacio recorrido, ℓ, en la unidad de tiempo, t: $v = \ell / t$, y la aceleración, a, es la variación de la velocidad, v, en el tiempo t: $a = v / t$. Las unidades de velocidad son: m/s, cm/s o km/s.

Scanned with CamScanner

Magnitud	Nombre de la unidad básica	Símbolo	Patrón actual de medida
Longitud	metro	m	1,650,763.73 veces la longitud de onda de la radiación emitida por el criptón 86. También se define como la distancia que recorre la luz en 1 / 299,792,458 de segundo.
Masa	kilogramo	kg	Es la masa de un cilindro de platino e iridio que se guarda en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas en Sevres, Francia.
Tiempo	segundo	s	La duración de 9,192,631,770 veces la frecuencia de radiación emitida por el átomo de cesio 133.
Corriente eléctrica	amperio	A	El amperio es una corriente constante que, mantenida entre dos conductores paralelos en línea recta de infinita longitud y de sección transversal circular despreciable separados en el vacío, produce una fuerza igual a 2×10^{-7} newtons por metro de longitud entre estos conductores.
Temperatura	kelvin	K	Es la fracción equivalente a 1 / 273.16 de la temperatura del punto triple del agua.
Luminosidad	candela	cd	Es la intensidad luminosa en dirección perpendicular a una superficie de 1/600,000 m^2, de un cuerpo negro a la temperatura de solidificación del platino a una presión de 101,325 newtons por m^2.
Cantidad de sustancia	mol	mol	6.023×10^{23} partículas.

Tabla 1.1 *Magnitudes y unidades fundamentales del sistema internacional.*

A pesar de no existir grandes diferencias entre el sistema métrico y el SI, existen algunos ejemplos importantes: según el sistema métrico, la unidad patrón de volumen es el litro, mientras que, en el SI, es el metro cúbico. La unidad de presión es la atmósfera en el sistema métrico y, en el SI, el Pascal (*véase* la tabla 1.2).

Kilómetro → Unidad básica

Múltiplo de 10 que es 1,000 (significa 1,000 veces la unidad básica)

El sistema métrico y el sistema internacional tienen la ventaja de que todas las unidades pueden relacionarse en múltiplos o submúltiplos, a partir de divisiones de 10. De esta manera, los nombres de esas unidades se obtienen a partir de la unidad básica anteponiéndoles un prefijo que indica el respectivo múltiplo o submúltiplo de 10. (*Véase* tablas 1.3 y 1.4).

Nanómetro → Unidad básica

Submúltiplo, 10^{-9} (significa 10^{-9} veces la unidad básica)

Los prefijos y las potencias anteriores son útiles para expresar mediciones en casos en los cuales la propiedad que se mide es muy grande o muy pequeña con relación a la unidad patrón. Así, por ejemplo, sería de poca conveniencia decir que la distancia de la Tierra a la Luna es 384,400,000 metros, o que el radio de un ion hidruro, H^-, es 2.08×10^{-10} m; se prefiere dar estas distancias en kilómetros y nanómetros, así: 384,400 km o 0.208 nm (*véase* tabla 1.3)

1.3 EL MÉTODO DEL FACTOR UNITARIO O DEL ANÁLISIS DIMENSIONAL

Ésta es una estrategia que bien vale la pena esforzarse por "dominar", ya que es aplicable a la resolución de una gran variedad de ejercicios y, con la práctica, se torna muy sencilla.

La base fundamental del método es el desarrollo de una relación en forma de factor para expresar diferentes unidades que expresan la misma dimensión física.

Scanned with CamScanner

Magnitud	Unidad	Símbolo	Expresión
Fuerza	Newton	N	$\frac{kg \times m}{s^2} = \frac{J}{m}$
Energía	Joule	J	$\frac{kg \times m^2}{s^2}$
Carga eléctrica	Culombio	C	A x s
Diferencia de potencial	Voltio	V	$\frac{kg \times m^2}{A \times s^3} = \frac{J}{A \times s}$
Frecuencia	Hercio	Hz	s^{-1}
Área	Metro al cuadrado	m^2	
Volumen	Metro al cubo	m^3	
Velocidad	Metro sobre segundo	$\frac{m}{s}$	
Densidad	Kilogramo sobre metro al cubo	$\frac{kg}{m^3}$	
Presión	Newton sobre metro al cuadrado	N / m^2 que, usualmente, se conoce como pascal, Pa	
Concentración	Mol sobre metro al cubo	$\frac{mol}{m^3}$	

Tabla 1.2 *Algunas magnitudes derivadas del sistema internacional y sus unidades.*

Prefijo	Abreviatura	Múltiplo o submúltiplo	Ejemplo	Nombre
ato	a	$0.000000000000000001 = 10^{-18}$	$aJ = 10^{-18}$ J	atojulio
femto	f	$0.000000000000001 = 10^{-15}$	fm = 10–15 m	femtómetro
pico	p	$0.000000000001 = 10^{-12}$	$pF = 10^{-12}$ F	picofaradio
nano	n	$0.000000001 = 10^{-9}$	$nA = 10^{-9}$ A	nanoamperio
micro	μ	$0.000001 = 10^{-6}$	$\mu W = 10^{-6}$ W	microvatio
mili	m	$0.001 = 10^{-3}$	$mg = 10^{-3}$ g	miligramo
centi	c	$0.01 = 10^{-2}$	$cm = 10^{-2}$ m	centímetro
deci	d	$0.1 = 10^{-1}$	$dL = 10^{-1}$ L	decilitro
deca	D	$10 = 10^{1}$	$Dm = 10^{1}$ m	decámetro
hecto	h	$100 = 10^{2}$	$hL = 10^{2}$ L	hectolitro
kilo	k	$1,000 = 10^{3}$	$kN = 10^{3}$ N	kilonewton
mega	M	$1,000,000 = 10^{6}$	$M\Omega = 10^{6}\ \Omega$	megaohm
giga	G	$1,000,000,000 = 10^{9}$	$GJ = 10^{9}$ J	gigajulio
tera	T	$1,000,000,000,000 = 10^{12}$	$TL = 10^{12}$ TL	teralitro

Tabla 1.3 *Prefijos que indican múltiplos o submúltiplos.*

Scanned with CamScanner

10^{25} =	10,000,000,000,000,000,000,000,000	$10^{-1} = 0.1$
10^{24} =	1,000,000,000,000,000,000,000,000	$10^{-2} = 0.01$
10^{23} =	100,000,000,000,000,000,000,000	$10^{-3} = 0.001$
10^{22} =	10,000,000,000,000,000,000,000	$10^{-4} = 0.0001$
10^{21} =	1,000,000,000,000,000,000,000	$10^{-5} = 0.00001$
10^{20} =	100,000,000,000,000,000,000	$10^{-6} = 0.000001$
10^{19} =	10,000,000,000,000,000,000	$10^{-7} = 0.0000001$
10^{18} =	1,000,000,000,000,000,000	$10^{-8} = 0.00000001$
10^{17} =	100,000,000,000,000,000	$10^{-9} = 0.000000001$
10^{16} =	10,000,000,000,000,000	$10^{-10} = 0.0000000001$
10^{15} =	1,000,000,000,000,000	$10^{-11} = 0.00000000001$
10^{14} =	100,000,000,000,000	$10^{-12} = 0.000000000001$
10^{13} =	10,000000,000,000	$10^{-13} = 0.0000000000001$
10^{12} =	1,000,000,000,000	$10^{-14} = 0.00000000000001$
10^{11} =	100,000,000,000	$10^{-15} = 0.000000000000001$
10^{10} =	10,000,000,000	$10^{-16} = 0.0000000000000001$
10^{9} =	1,000,000,000	$10^{-17} = 0.00000000000000001$
10^{8} =	100,000,000	$10^{-18} = 0.000000000000000001$
10^{7} =	10,000,000	$10^{-19} = 0.0000000000000000001$
10^{6} =	1,000,000	$10^{-20} = 0.00000000000000000001$
10^{5} =	100,000	$10^{-21} = 0.000000000000000000001$
10^{4} =	10,000	$10^{-22} = 0.0000000000000000000001$
10^{3} =	1,000	$10^{-23} = 0.00000000000000000000001$
10^{2} =	100	$10^{-24} = 0.000000000000000000000001$
10^{1} =	10	$10^{-25} = 0.0000000000000000000000001$

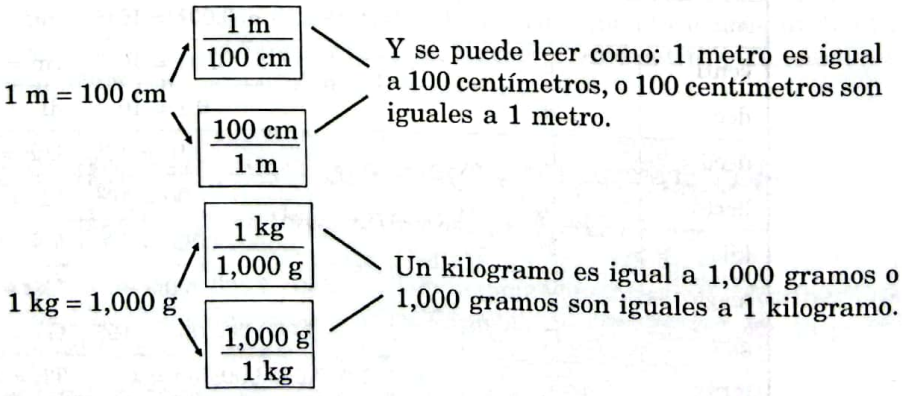
Tabla 1.4 *Principales potencias de 10 utilizadas en la notación científica.*

Veamos:

1 m de hilo es igual a 100 cm de hilo (1 m = 100 cm)

1 kg de azúcar es igual a 1,000 g de azúcar (1 kg = 1,000 g)

Tales igualdades se pueden expresar en forma de fracciones, así:



Las fracciones de los recuadros reciben el nombre de factores de conversión.

Scanned with CamScanner

Ejercicio guía 1.1 **A partir de la siguiente igualdad, escriba los factores de conversión:**

1 g = 1,000 mg

Solución Puesto que 1 g y 1,000 mg representan la misma masa, podemos expresar esa igualdad así:

$$1\text{ g} = 1{,}000\text{ mg} \quad \Rightarrow \quad \boxed{\frac{1\text{ g}}{1{,}000\text{ mg}}} \quad \boxed{\frac{1{,}000\text{ mg}}{1\text{ g}}}$$

Ejercicio propuesto 1.1 **Para cada una de las siguientes igualdades, escriba los factores de conversión (fracciones iguales a la unidad).**

a. 1 L = 1,000 mL b. 1,000 cm^3 = 1,000 mL c. 1 dm = 10 cm.

Uso de los factores de conversión

Los factores de conversión así obtenidos se emplean para expresar unas unidades en otras. Como se estableció anteriormente, de cada igualdad se pueden establecer dos factores de conversión y es necesario saber seleccionar el factor apropiado, durante su aplicación.

Ejercicio guía 1.2 **Calcule a cuántos metros equivalen 200 cm.**

Solución Las unidades que se *requieren son metros* (m) y las *dadas son centímetros* (cm).

La igualdad que relaciona m y cm es 1 m = 100 cm. Por tanto, los factores de conversión son:

$$1\text{ m} = 100\text{ cm} \quad \Rightarrow \quad \boxed{\frac{1\text{ m}}{100\text{ cm}}} \quad \boxed{\frac{100\text{ cm}}{1\text{ m}}}$$

Para resolver el ejercicio, se multiplican las cantidades y unidades dadas, por el factor de conversión apropiado, que es aquel cuyo numerador expresa las unidades requeridas en el problema. Luego, se anulan las unidades dadas, y se dejan las solicitadas.

$$200\ \cancel{\text{cm}} \times \frac{1\text{ m}}{100\ \cancel{\text{cm}}} = \frac{200\text{ m}}{100} = 2\text{ m}$$

Este ejercicio, como muchos otros, se puede resolver así:

si 1 m ⟶ 100 cm

x 200 cm

donde $x = \dfrac{200\ \cancel{\text{cm}} \times 1\text{m}}{100\ \cancel{\text{cm}}} = 2\text{ m}$

De cualquier manera, la conversión de unidades es útil en situaciones más complejas y por eso se recomienda familiarizarse en el análisis dimensional.

Si se hubiera utilizado el factor 100 cm / 1 m, la operación habría conducido a:

$$200\text{ cm} \times \frac{100\text{ cm}}{1\text{ m}} = \frac{20{,}000\text{ cm}^2}{1\text{ m}}$$

resultado que no corresponde a la respuesta requerida por el problema.

Ejercicio propuesto 1.2 **Calcule:**

a. ¿Cuántos g hay en 0.2 kg? b. ¿Cuántos mm hay en 76 cm?

Scanned with CamScanner

En general, para resolver un ejercicio empleando el análisis dimensional, se recomienda:

1. Interpretar el ejercicio cuidadosamente, a fin de:
   - Plantear la igualdad que relaciona las unidades dadas y las requeridas.
   - Buscar el factor de conversión que permita transformar las cantidades y unidades dadas en las cantidades y unidades requeridas.
2. Seleccionar y aplicar el factor de conversión que tenga en el numerador las unidades requeridas y, en el denominador, las unidades dadas.
3. Ordenar las relaciones y operaciones según este esquema.

$$\text{Cantidad y unidades dadas} \times \text{Factor o factores de conversión} = \text{cantidades y unidades requeridas}$$

Ejercicio guía 1.3 ¿A cuántos km equivale un cordón de 75 mm?

Solución El enunciado expresa una cantidad en mm y se requiere convertirlos en km. Para esto, es preciso establecer igualdades y factores de conversión progresivos que expresen los mm en centímetros, éstos en metros y los metros en kilómetros.

Veamos:

$$10\text{ mm} = 1\text{ cm} \begin{cases} \dfrac{10\text{ mm}}{1\text{ cm}} \\ \boxed{\dfrac{1\text{ cm}}{10\text{ mm}}} \end{cases} \qquad 75\,\cancel{\text{mm}} \times \frac{1\text{cm}}{10\,\cancel{\text{mm}}} = 7.5\text{ cm}$$

$$100\text{ cm} = 1\text{ m} \begin{cases} \dfrac{100\text{ cm}}{1\text{ m}} \\ \boxed{\dfrac{1\text{ m}}{100\text{ cm}}} \end{cases} \qquad 7.5\,\cancel{\text{cm}} \times \frac{1\text{ m}}{100\,\cancel{\text{cm}}} = 7.5 \times 10^{-2}\text{ m}$$

$$1{,}000\text{ m} = 1\text{ km} \begin{cases} \dfrac{1{,}000\text{ m}}{1\text{ km}} \\ \boxed{\dfrac{1\text{ km}}{1{,}000\text{ m}}} \end{cases} \qquad 7.5 \times 10^{-2}\,\cancel{\text{m}} \times \frac{1\text{ km}}{1{,}000\,\cancel{\text{m}}} = 7.5 \times 10^{-5}\text{ km}$$

(Los factores que están en cada recuadro permiten la conversión a las unidades requeridas)

Estos pasos se pueden resumir en un solo conjunto, así:

$$\boxed{75\,\cancel{\text{mm}}} \times \boxed{\frac{1\,\cancel{\text{cm}}}{10\,\cancel{\text{mm}}} \times \frac{1\,\cancel{\text{m}}}{100\,\cancel{\text{cm}}} \times \frac{1\text{ km}}{1{,}000\,\cancel{\text{m}}}} = \boxed{\frac{7.5 \times 1 \times 1 \times 1}{10 \times 100 \times 1{,}000} = 7.5 \times 10^{-5}\text{ km}}$$

$$\boxed{\text{Cantidades y unidades dadas}} \times \boxed{\text{Factores de conversión}} = \boxed{\text{cantidades y unidades requeridas}}$$

Ejercicio guía 1.4 **Exprese la cantidad total de arroz en gramos si tiene:**

2 kg de arroz clase A; 1,000 mg de arroz clase B y 3,000 g de arroz clase C

Solución Las cantidades y unidades dadas son kg, mg y g, respectivamente, y las unidades requeridas son gramos. Es necesario expresar todo en gramos antes de sumar.

$$2\,\cancel{\text{kg}} \times \frac{1{,}000\text{ g}}{1\,\cancel{\text{kg}}} = 2{,}000\text{ g de arroz clase A}$$

$$1{,}000\,\cancel{\text{mg}} \times \frac{1\text{ g}}{1{,}000\,\cancel{\text{mg}}} = 1\text{ g de arroz clase B}$$

$$3{,}000\text{ g} = \frac{3{,}000\text{ g}}{5{,}001\text{ g}}\text{ de arroz clase C}$$

Scanned with CamScanner

rcicio propuesto 1.3

En la siguiente rejilla, se presenta información que se puede analizar con factores de conversión.

1	2
7.5×10^{-3} km	$\frac{1{,}000\text{m}}{1\text{km}}$
3	4
30 m	$\frac{1\text{km}}{1{,}000\text{m}}$

a. Escriba los números de la casillas que tiene el factor de conversión para expresar 1) km en m 2) m en km

b. ¿A cuántos m equivale el valor expresado en la casilla 1?

c. ¿A cuántos km equivale el valor expresado en la casilla 3?

d. ¿Por qué es un error usar el factor de conversión de la casilla 2 para expresar el valor en km?

e. Compare la respuesta de la pregunta b con la de la c. ¿Cuál distancia es más larga?

1.4 MAGNITUDES Y UNIDADES FUNDAMENTALES

La distancia entre dos puntos: unidades de longitud

Para medir la distancia entre dos puntos, esto es, la longitud, se emplea como patrón el metro. El proceso de medición de longitud se ilustra en la figura 1.1. En la tabla 1.5, se presentan algunas equivalencias entre unidades de longitud, al igual que en la figura 1.2.

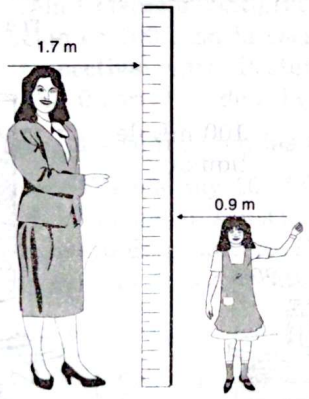


Figura 1.1 *La mujer tiene una altura igual a 1.7 veces la unidad patrón de medida de longitud y la niña 0.9 veces esta unidad patrón.*

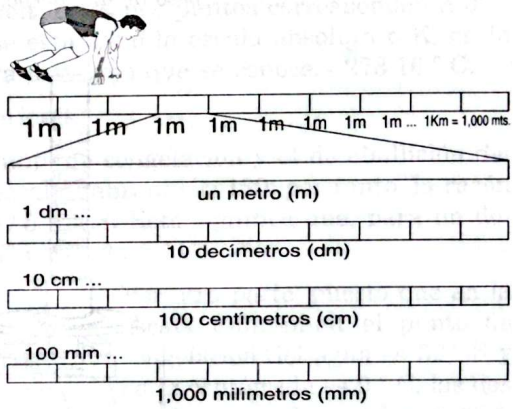


Figura 1.2 *Representación de algunas equivalencias entre unidades de longitud del sistema métrico.*

Longitud	1 kilómetro	(km)	=	1,000 metros	(m)	=	10^3 m
	1 Decámetro	(Dm)	=	10 metros	(m)	=	10^1 m
	1 metro	(m)	=	1 metro	(m)	=	10^0 m
	1 decímetro	(dm)	=	0.1 metros	(m)	=	10^{-1} m
	1 centímetro	(cm)	=	0.01 metros	(m)	=	10^{-2} m
	1 milímetro	(mm)	=	0.001 metros	(m)	=	10^{-3} m
	1 micrómetro	(μm)	=	0.000001 metros	(m)	=	10^{-6} m
	1 nanómetro	(nm)	=	0.000000001 metros	(m)	=	10^{-9} m
Masa	1 kilogramo	(kg)	=	1,000 gramos	(g)	=	10^3 g
	1 decigramo	(dg)	=	0.1 gramos	(g)	=	10^{-1} g
	1 centigramo	(cg)	=	0.01 gramos	(g)	=	10^{-2} g
	1 miligramo	(mg)	=	0.001 gramos	(g)	=	10^{-3} g
	1 microgramo	(μg)	=	0.000001 gramos	(g)	=	10^{-6} g

Tabla 1.5 *Algunos múltiplos y submúltiplos de las unidades de longitud y de masa.*

Scanned with CamScanner

¿Cuál es la diferencia entre masa y peso?

Cantidad de materia que tiene un cuerpo: unidades de masa

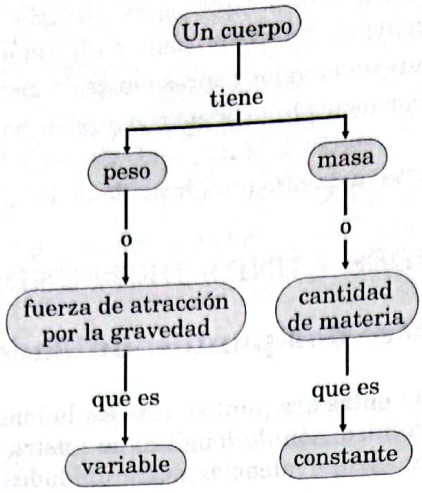


Diagrama 1.4 *Relaciones entre la masa y el peso de un cuerpo.*

En química es muy importante medir la masa o cantidad de materia que posee un cuerpo. Se ha establecido como estándar de referencia el kilogramo, kg. La unidad de masa de mayor uso en química es el gramo, que es equivalente a una milésima parte del kg. La masa de un cuerpo se puede determinar en una balanza. En la figura 1.3, se ilustra una balanza y el proceso de pesada.

Es pertinente recordar que la masa de un cuerpo es la cantidad de materia que posee, mientras que el peso es una medida de la fuerza de atracción gravitacional que la Tierra ejerce sobre ese cuerpo. Puesto

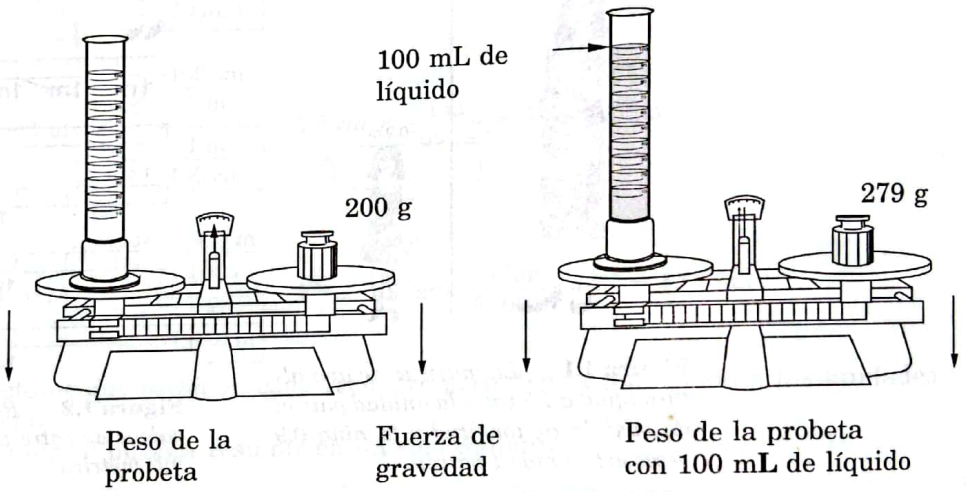


Figura 1.3 *La balanza y el proceso de pesada. Nótese que sobre el platillo en el cual se sitúan los estándares de masa y sobre aquel en que se coloca el cuerpo que se pesa, en equilibrio, la fuerza de la gravedad es igual.*

que la fuerza de la gravedad varía con la distancia al centro de la Tierra, el peso de un objeto varía según el lugar donde se determina. De esta manera, un cuerpo pesa ligeramente menos en la cima de una montaña que en el fondo de un valle profundo. Sin embargo, su masa, en ambos lugares, es la misma. Las relaciones entre masa y peso se ilustran en el diagrama 1.4.

Dado que en el equilibrio de la balanza la fuerza de la gravedad es igual a la derecha y a la izquierda, al pesar un objeto se mide su masa, bien sea que se llame masa o peso. A través del texto, se usan indiscriminadamente estos dos términos.

Aplicando los prefijos de la tabla 1.3, se pueden obtener múltiplos y submúltiplos de las unidades de longitud y de masa.

Scanned with CamScanner

Temperatura

La materia está compuesta por diversas partículas que se encuentran en constante movimiento y, por tanto, poseen energía cinética. La energía cinética promedio de un grupo de partículas determina la temperatura.

La temperatura es una medida de la intensidad o cantidad de calor que posee un cuerpo, y determina la dirección en la cual fluye el calor. La energía calórica siempre fluye de zonas de alta temperatura a zonas de baja temperatura. Cuando se toca un objeto con la mano, se puede sentir caliente o frío. En el primer caso, el calor fluye del objeto a la mano, porque su temperatura es mayor. En el segundo, el calor se desplaza de la mano al objeto, ya que la temperatura de la mano es mayor.

La mayor o menor temperatura de un cuerpo depende de la cantidad de energía cinética que poseen las partículas que lo forman, átomos o moléculas.

El termómetro es el instrumento que más se utiliza para medir la temperatura. Existen tres escalas para expresar la temperatura de un cuerpo: la centígrada, la Fahrenheit y la absoluta o Kelvin.

Estas escalas se construyen asignando valores arbitrarios a la temperatura de congelación y de ebullición del agua.

En la escala Celsius o centígrada, el punto de congelación del agua es 0 ° y el punto de ebullición es 100°. En la escala Fahrenheit, estos dos puntos corresponden a 32 ° y 212 °, respectivamente. Posteriormente, se estableció la escala absoluta o K, en la cual el valor 0 corresponde a la temperatura más baja que se conoce, –273.16 ° C.

En la figura 1.4 se ilustran las escalas anteriores.

En la escala Celsius hay 100 ° C entre el punto de congelación y el de ebullición del agua; entre estos dos mismos puntos en la escala Fahrenheit, 180; por tanto, la razón entre el número de grados es 180 / 100 = 9 / 5 = 1.8. Esto significa que, para un determinado cambio de temperatura, hay 9 ° F por cada 5 ° C.

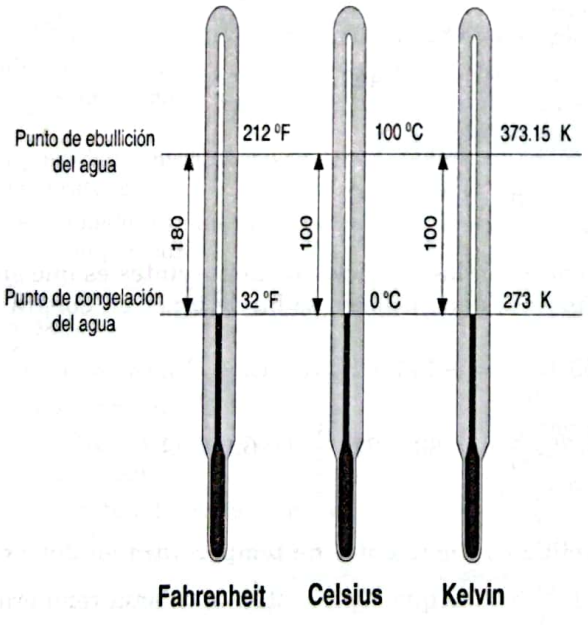


Figura 1.4 *Comparación entre las escalas de temperatura Fahrenheit, Celsius y Kelvin.*

Por otra parte, puesto que en la escala Fahrenheit el punto de congelación del agua es 32 ° F y en la centígrada es 0 ° C, las dos escalas están desfasadas en 32 °. Para convertir temperaturas de una escala a otra, no solamente se requiere tener presente la razón de equivalencia del número de grados, sino también este desfase. Estos dos hechos inducen a la siguiente expresión:

$$^\circ F = \frac{9}{5}\,^\circ C + 32$$

que permite llevar grados centígrados a grados Fahrenheit.

Para convertir ° F a ° C se emplea la expresión:

$$^\circ C = \frac{5}{9}\,(^\circ F - 32)$$

que se obtiene despejando en la ecuación anterior los ° C.

Scanned with CamScanner

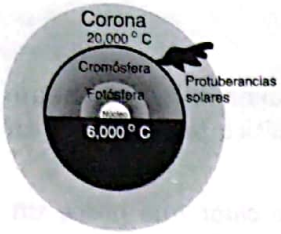


Figura 1.5 *Temperaturas en el Sol.*

El tamaño de los grados en la escala kelvin y la centígrada es el mismo, pero el cero está desfasado en 273.16. Por tanto, para convertir unidades de ° C a K se requiere el factor de corrección del cero, como se muestra en la siguiente expresión:

$K = ° C + 273.16$

Para facilitar los cálculos, el 273.16 se aproxima y se trabaja sólo con 273. Nótese que en el sistema internacional de unidades se omite el ° de los kelvin y se usa sólo K.

$$K = ° C + 273$$

Ejercicio guía 1.5 **Convertir 50 ° C a ° F.**

Solución Se da una temperatura en ° C y se requiere expresarla en ° F. Se necesita recordar la ecuación matemática para hacer el remplazo.

$$° F = \frac{9}{5} ° C + 32, \quad ° F = \frac{9}{5} \times 50 + 32 = 90 + 32 = 122 \, °F$$

Ejercicio propuesto 1.4 **Convierta los siguientes ° C a ° F.**

a. 120 ° C b. – 40 ° C c. 273 ° C

Ejercicio guía 1.6 **Convierta 80 ° F a ° C**

Solución La temperatura está dada en ° F y se requiere expresarla en ° C. Por tanto, se debe utilizar la expresión:

$° C = (° F - 32) \frac{5}{9}$ establecida anteriormente, y se remplaza.

$$° C = (80 - 32) \frac{5}{9} = (48) \frac{5}{9} = 27 ° C$$

Ejercicio propuesto 1.5 **Convierta los siguientes ° F a ° C:**

a. 212 ° F b. 100 ° F c. – 40 ° F

Ejercicio guía 1.7 **Convierta:**

a. – 80 ° C a ° F b. – 80 ° F a ° C.

Solución La única diferencia con los ejercicios resueltos antes es que sus valores son negativos. Por tanto, al hacer las operaciones se ha de tener en cuenta el signo.

$$a. ° F = \frac{9}{5}(-80) + 32 = -144 + 32 = -112 ° F$$

$$b. ° C = (° F - 32) \frac{5}{9} = (-80 - 32) \frac{5}{9} = -62.2 ° C$$

Ejercicio propuesto 1.6 **La siguiente rejilla contiene datos de temperatura en dos escalas.**

1 – 273 ° C	2 – 60 ° F	3 100 ° C
4 212 ° F	5 – 100 ° F	6 – 30 ° C

a. Identifique las casillas que representan la misma temperatura.

b. ¿Qué temperatura es mayor en ° C: la de la casilla 2 o la de la casilla 5?

c. ¿A cuántos ° F equivale la temperatura de la casilla 1?

Scanned with CamScanner

Ejercicio guía 1.8 **Convierta a ° Kelvin:**

a. 80 ° C b. – 273 ° C c. – 50 ° C

Solución Puesto que los K y los ° C están relacionados por K = 273 + ° C, se remplaza en cada caso.

a. K = 273 + 80 = 353 K

b. K = 273 + (–273) = 273 – 273 = 0 K.

c. K = 273 + (–50) = 273 – 50 = 223 K.

Ejercicio guía 1.9 **Convierta:**

a. 30 K a ° C b. 200 K a ° C.

Solución De la misma relación entre K y ° C, K = 273 + ° C, se despejan los ° C y se tiene: ° C = K – 273; se remplaza.

a. ° C = 30 – 273 = –243 ° C b. ° C = 200 – 273 = –73 ° C

rcicio propuesto 1.7 **Efectúe las siguientes conversiones:**

a. 400 ° C a K b. 600 K a ° C c. 90 ° C a K d. –75 ° C a K

Taller 1.1 Sistema internacional de medidas

Logros

- Diferenciar las unidades fundamentales o básicas de las derivadas tanto en el sistema métrico, como en el sistema internacional.
- Precisar los conceptos y unidades para expresar: longitud, área, masa y temperatura.
- Desarrollar ejercicios relacionados con las magnitudes de longitud, área, masa y temperatura.

Conocimientos previos

En pequeños grupos, analice las siguientes preguntas.

- ¿Qué importancia representa para usted la medición?
- ¿Qué unidades de longitud, área, masa y temperatura son las más utilizadas en su medio?
- ¿Cómo se determinan la longitud, la masa, el área y la temperatura de un cuerpo?

Procedimiento

1. Revise las secciones 1.1; 1.2; 1.3 y 1.4 de esta unidad; si determina que usted no ha comprendido algunas partes de esta temática identifique las dificultades, coméntelas con sus compañeros o estúdielas detenidamente.
2. Revise comprensivamente los ejercicios guía, extraiga los elementos necesarios, para usted, y aplíquelos para resolver los ejercicios propuestos y los ejercicios de autoevaluación respectivos.
3. Comente con algunos de sus compañeros las respuestas a las siguientes preguntas y los resultados de las actividades que se formulan posteriormente.
   a. ¿Quién estableció la importancia de la medición?
   b. ¿Qué se entiende por proceso de medición?
   c. ¿Cuáles son las unidades básicas y sus símbolos en el sistema internacional?
   d. Determine la longitud de varios objetos y exprésela en diferentes unidades.
   e. Tomando las medidas correspondientes, determine el área del tablero, la puerta, la portada de un libro.
   f. Explique el significado de los siguientes múltiplos y submúltiplos tanto para el *metro* como para el *gramo*: nano, micro, mili, kilo, mega, hecto.
   g. Explique el significado de las siguientes magnitudes: longitud, área, temperatura y masa.

Scanned with CamScanner

4. Evalúe el desarrollo de este taller, teniendo en cuenta aspectos como:
   a. Conocimientos previos y conocimientos que ahora posee.
   b. Dificultades encontradas y formas como fueron superadas.
   c. Temas que más le gustaron.
   d. Unidades de medida más útiles en la química.

1.5 UNIDADES DERIVADAS

El espacio ocupado por un cuerpo. Unidades de volumen

El volumen es el espacio ocupado por un objeto tridimensional

En el SI, la unidad patrón de medida del volumen es el m^3, que es el volumen de un cubo que tiene exactamente 1 m por cada lado.

En la práctica, el m^3 como unidad de volumen para trabajar con líquidos es demasiado grande y se continúa utilizando el litro, que es la unidad patrón de volumen en el sistema métrico.

Un litro, L, se define como el volumen ocupado por un cubo que tiene exactamente 10 cm de lado.

Volumen = 10 cm × 10 cm × 10 cm = 1,000 cm^3. Esto significa que 1 L es igual a 1,000 cm^3, que también se nota como 1,000 cc.

Las mediciones de volumen en química casi siempre hacen relación a líquidos. Así, al llenar el cubo con agua, se tienen 1,000 cm^3 de agua, 1 L de agua. Puesto que en 1 L hay 1,000 mL, se tiene:

$$1\ L = 1{,}000\ cm^3 \quad y$$
$$1\ L = 1{,}000\ mL$$
$$\text{luego a} \quad 1\ cm^3 = 1\ mL$$

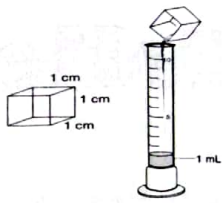


Figura 1.6 *Un centímetro cúbico de agua es igual a un mililitro.*

De esta manera, el líquido contenido en una caja de 1 cm por cada lado llena exactamente hasta la marca 1 mL en una bureta o una probeta. (*véase* la figura 1.6).

Algunos de los instrumentos aplicados para medir volúmenes de líquidos se presentan en la figura 1.7.

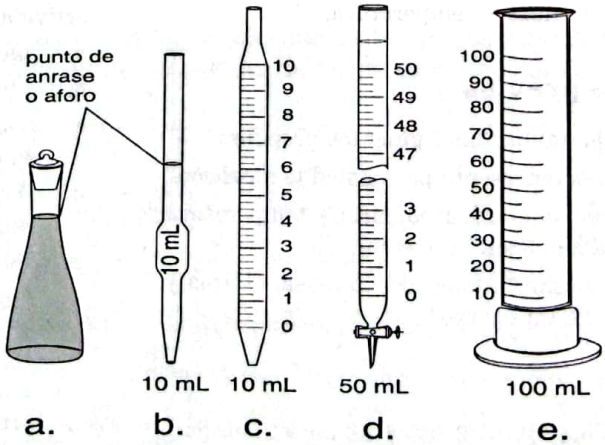


Figura 1.7 *Algunos instrumentos de laboratorio para medir volúmenes de líquidos:* a. *Balón aforado.* b. *Pipeta aforada.* c. *Pipeta graduada.* d. *Bureta.* e. *Probeta.*

Scanned with CamScanner

La densidad es una propiedad intensiva; es decir, no depende de la cantidad de sustancia que se tenga y, para una sustancia pura, tiene un valor fijo y característico.

Relaciones entre la masa y el volumen: concepto de densidad

La densidad es una propiedad física de las sustancias que relaciona su masa con el volumen y se representa por d.

Para determinar la densidad, se necesita medir la masa (m) y el volumen (v).

$$d = \frac{m}{v} = \frac{g}{cm^3} = \frac{g}{mL}$$

Por tanto, las unidades son unidades de masa, generalmente, g, sobre unidades de volumen, por lo general cm^3 o mL.

Ejercicio guía 1.10

Calcule:

a. La densidad del hierro si 7,900 g ocupan un volumen de 1,000 cm^3

b. La masa de un bloque de hierro de 20 cm^3.

Solución

Puesto que en el enunciado se establecen la masa y el volumen, sólo hay que remplazar.

$$d = \frac{m}{v} = \frac{7{,}900\ g}{1{,}000\ cm^3} = 7.9\ \frac{g}{cm^3}$$

Con este valor y la ecuación de densidad empleada, se puede calcular la masa del volumen del hierro dado.

$$d = \frac{m}{v} \qquad m = v \times d = 20\ \cancel{cm^3} \times \frac{7.9\ g}{\cancel{cm^3}} = 158\ g$$

cicio propuesto 1.8

a. La densidad del NaCl es 2.16 g/cm^3. Calcule cuál es el volumen ocupado por 200 g de sal.

b. Calcule la densidad del mercurio si 200 g del metal ocupan un volumen de 14.72 cm^3.

Calor

El calor es otra forma de energía, al igual que la energía cinética o la potencial, pero también puede considerarse como la manifestación en escala microscópica de la energía cinética y potencial de las moléculas.

En el desplazamiento de calor se presenta transmisión de energía, es decir, movimiento por choque entre partículas. Cuando un cuerpo caliente choca con otro con menor cantidad de calor, éste último gana velocidad en el movimiento de sus partículas a tiempo que reduce la velocidad de movimiento del cuerpo caliente. Esto explica porque el calor se transmite de un cuerpo más caliente a uno de menor calor y no viceversa.

Una caloría es la cantidad de calor necesario para que 1.0 g de agua pura suba su temperatura en 1 ° C a la presión atmosférica.

Tradicionalmente, la energía calórica se mide en calorías. En el SI, el patrón de medida del calor es el julio. 1 caloría, cal, es igual a 4.186 julios.

$$1\ cal = 4.186\ J.$$

Si bien es cierto que el patrón internacional de energía es el julio, debido a que se está en un periodo de transición del sistema métrico al sistema internacional, en este texto se utilizan ambas unidades.

Scanned with CamScanner

Para la medición de grandes cantidades de calor, se emplea la kilocaloría, o ca grande, que es igual a 1,000 calorías.

Ejercicio guía 1.11

a. Calcule cuántas kcal hay en 58.680 calorías.
b. ¿A cuántos julios equivalen esas calorías?
c. ¿A cuántas calorías equivalen 42.0 J?

Solución

Puesto que para todos los casos se conocen las igualdades, la solución del ejer estriba en buscar el factor de conversión adecuado y multiplicar.

a. 1 kcal = 1,000 cal; entonces el factor es:

$$\frac{1\text{ kcal}}{1{,}000\text{ cal}};\ 58{,}680\ \cancel{\text{cal}} \times \frac{1\text{ kcal}}{1{,}000\ \cancel{\text{cal}}} = 58.68\text{ kcal.}$$

b. 1 cal = 4.186 J; entonces el factor es $\boxed{\frac{4.186\text{ J}}{1\text{ cal}};}\ 58{,}680\ \cancel{\text{cal}} \times \frac{4.186\text{ J}}{1\ \cancel{\text{cal}}} = 245{,}634.48$

c. 1 cal = 4,186 J; entonces el factor es $\boxed{\frac{1\text{ cal}}{4.186\text{ J}};}\ 42\ \cancel{\text{J}} \times \frac{1\text{ cal}}{4.186\ \cancel{\text{J}}} = 10.03\text{ cal}$

Nótese que en los tres casos:

	Factor de conversión	
Cantidades y unidades dadas	× $\frac{\text{Cantidades y unidades requeridas}}{\text{Cantidades y unidades dadas}}$	= Cantidades y unidades requeridas

Ejercicio propuesto 1.9

a. Calcule cuántas kcal hay en 10,000 cal.
b. ¿A cuántos julios equivale esa cantidad de calor?
c. Exprese 4,520 J en kcal.

Taller 1.2

Volumen, densidad, calor

Logros

- Diferenciar las magnitudes volumen y densidad.
- Expresar mediciones de calor en el SI.
- Interactuar adecuadamente en grupo.

Conocimientos previos

Escriba brevemente en su cuaderno los conocimientos que posee acerca de la forma como se determinan la masa, el volumen y la densidad de un cuerpo.

¿Qué significa el término calor?, ¿cuál es la diferencia entre calor y temperatura?

Procedimiento

1. Revise la temática planteada en la sección 1.5 de esta unidad; si encuentra temas que no ha comprendido, estúdielos detenidamente.
2. Elabore un resumen de dichos temas.
3. Revise en forma comprensiva los ejercicios guía, extraiga los elementos necesarios para resolverlos y aplíquelos, para que pueda resolver los ejercicios propuestos y los ejercicios de la autoevaluación.
4. Confronte con otros compañeros del curso sus resultados y aclare las dudas respectivas.
5. Establezca una comparación entre los conocimientos que usted poseía y los nuevos.
6. Si tiene algunas inquietudes o sugerencias para el mejor estudio y comprensión de estos temas, preséntenselos al profesor.

Scanned with CamScanner

Autoevaluación

1.1 Introducción

1. Establezca la importancia de las unidades patrón de medida.
2. ¿Cómo puede el ciudadano promedio usar los conocimientos que tiene acerca de la medición?

1.2 Sistemas de medidas

1. La siguiente rejilla contiene información acerca de los sistemas de medidas.

1	2	3
Sistema métrico	1 m	Sistema internacional
4	5	6
6.023×10^{23}	Sistema inglés d + m/v	$v = \frac{e}{t}$

   a. Con la información de las casillas 2 y 3, escriba una frase lógica.

   b. Exprese en el sistema de la casilla 1 las unidades de las casillas 5 y 6.

   c. ¿Cuál de las casillas contiene
   1) unidad básica; 2) unidad derivada; 3) cantidad de partículas en una mol?
2. Mencione algunas unidades derivadas con las cuales usted esté familiarizado.
3. ¿Cuál es la importancia de usar múltiplos y submúltiplos de 10 en el sistema métrico y en el sistema internacional?
4. ¿Cuál es el significado de los prefijos nano y kilo?

1.3 El método del factor unitario o del análisis dimensional

1. ¿Cuáles son los fundamentos matemáticos del método?
2. ¿Qué es el factor de conversión?
3. ¿Cuál es el criterio para seleccionar un factor de conversión?
4. ¿Cuáles son los factores de conversión posibles para las siguientes igualdades?
   a. 1 kg = 1,000 g b. 1 pie = 12 pulgadas c. 1 kg = 2 Lb
   d. 1 milla = 1,609 km e. 1 L = 1,000 mL f. 1 nm = 10^{-9} m
5. Efectúe las siguientes conversiones:
   a. 0.20 mm a cm b. 400 ml a L c. 2 Kilogramos a gramos d. 100 nm a cm

1.4 Unidades fundamentales

1. Establezca las igualdades correspondientes entre las siguientes unidades:
   a. km y m b. m y dm c. dm y cm
   d. nm y m e. m y cm f. m y mm.
2. ¿Qué representa cada una de las siguientes abreviaturas:
   mm, dm, cm, km, nm, Mm?
3. Clasifique las siguientes unidades en orden decreciente de tamaño:
   nm, Mm, cm, mm, m, km.
4. Efectúe las siguientes conversiones:
   a. 100 mm a nm b. 1 km a cm c. 1 km a mm d. 10 m a km
   e. 10 km a m f. 1 nm a cm g. 100 cm a m.
5. ¿Por qué se utiliza la masa en vez del peso en el trabajo científico?
6. ¿Cuál es la unidad de masa en SI? Dé un ejemplo:
7. Establezca igualdades entre las siguientes unidades:
   a. kg y g b. mg y kg c. g y mg
   d. libras y kg e. libras y g.
8. ¿Qué representa cada una de las siguientes abreviaturas: g, kg, ng, mg, lb?
9. Efectúe las siguientes conversiones:
   a. 0.089 kg a g b. 34.4 g a mg c. 36.0 kg a lb
   d. 2,000.0 ng a mg e. 2 libras a g.
10. Defina longitud, masa, peso.

Scanned with CamScanner

11. ¿Qué es la temperatura?
12. ¿Cuál es la unidad de temperatura en el SI?
13. ¿Cuál es la base para establecer las escalas de temperatura?
14. Se estima que las temperaturas en el centro y en la periferia del Sol son de más de 60,000,000 ° C y 6,000 ° C, respectivamente. Exprese estas temperaturas del Sol en K.
15. Efectúe las siguientes conversiones:
    a. 80 ° F a ° C b. 50 ° F a ° C c. 10.5 ° C a ° F
16. ¿Cuál de las dos temperaturas siguientes es mayor: – 45 ° C ó – 20° F?
17. Exprese las temperaturas del ejercicio anterior en K.

1.5 Unidades derivadas

1. ¿Cuál es la unidad tradicional para medir el calor? Dé un ejemplo.
2. Explique con sus propias palabras qué es una caloría.
3. ¿Cuál es la unidad de calor en el SI?
4. Escriba la igualdad entre calorías y julios.
5. ¿A cuántas calorías equivalen 45.3 kcal?
6. Efectúe las siguientes conversiones:
    a. 40,000 cal a J b. 10^{-3} cal a J c. 1 cal a kJ d. 2 kJ a cal e. 3 kJ a kcal
7. ¿Cuál es la unidad de volumen en el SI?, ¿cómo se define?
8. ¿Cuál es la unidad de volumen en el sistema métrico?
9. Escriba las igualdades entre las siguientes unidades:
    a. centímetros cúbicos y litros b. mililitros y centímetros cúbicos c. mililitros y litros.
10. ¿Cuáles son los principales instrumentos para medir el volumen de un líquido en el laboratorio?
11. Efectúe las siguientes conversiones:
    a. 450 mL a L b. 0.3 L a mL
    c. 30 dL a L d. 1 dL a L
12. ¿Cómo se llama la propiedad de la materia que relaciona la masa y el volumen de un cuerpo?
13. ¿Por qué se dice que la densidad es una propiedad intensiva?
14. ¿En qué unidades se expresa la densidad?
15. ¿Cuál es la densidad de un líquido, si 62.8 mL pesan 44.76 g?
16. La densidad del agua es 1 g / mL y la del tetracloruro de carbono es 1.5 g / mL. ¿Cuál de las siguientes masas ocupa más volumen: 200 g de agua o 200 g de tetracloruro de carbono.
17. Un cubo de un metal tiene una arista de 5.0 cm. Si su peso es de 352 g, ¿Cuál es la densidad del metal?
18. Busque la densidad en $\frac{g}{cm^3}$ de:

    a. Leche pasteurizada, si 411 g ocupan 384 cm^3

    b. Bronce, si 535 g ocupan 62.3 cm^3

Términos clave y diagramas conceptuales

1. Escoja cinco de los términos clave que se dan al comienzo de esta unidad, escriba un párrafo en el que exprese su significado, su interpretación o aplicación.
2. Redacte con sentido lógico el mayor número de frases posibles, a partir de uno de los diagramas conceptuales de esta unidad.

Scanned with CamScanner

La preocupación por el ambiente global

La población del mundo ha venido creciendo paulatinamente, desde cerca de 200 millones de pobladores hace unos 2,000 años, hasta cerca de 5,000 millones en la actualidad. La mayor parte de este crecimiento ha tenido lugar en los últimos 90 ó 100 años y se estima que, para el 2100, la población del mundo pasará los 10,000 millones.

Hasta hace algunos años, la presencia del hombre sobre la Tierra no era tan grande como para causar efectos significativos sobre el ambiente global. Tampoco la población humana era tan numerosa como para considerarla en exceso frente a los recursos naturales existentes.

En los albores del siglo XXI, sin embargo, el crecimiento de la población humana, sumado al creciente uso de recursos naturales y a la producción de desechos, lenta pero continua, está causando efectos negativos sobre el ambiente global. Tales efectos, incluso, pueden llegar a ser nocivos para el mismo hombre.

Los combustibles fósiles como el petróleo y el gas natural se están gastando a una velocidad tal que en unos pocos años, se habrán acabado. Por otra parte, la cantidad de basura, desperdicios y desechos materiales es tal, que el sistema global no los puede absorber totalmente y se está deteriorando, lo cual provoca la contaminación atmosférica y la destrucción del ozono, que amenaza con destruir, incluso, la misma vida.

La preocupación por la conservación del ambiente global frente a las tendencias de crecimiento humano, el desarrollo económico y social y la contaminación producto de una sociedad que evoluciona a grandes pasos comenzó a ser evidente tanto en el mundo científico como político hace unos 20 ó 30 años.

Las décadas de los 60 y los 70 vieron el nacimiento de los primeros debates acerca de la energía solar, la energía a partir de los combustibles fósiles, nuevas fuentes de energía, el efecto invernadero, la destrucción del ozono y la necesidad de conservar muchas especies en vía de extinción y de controlar la natalidad.

Si bien es cierto que en la actualidad la preocupación por el ambiente global y su conservación están en la agenda de todos los escenarios políticos y públicos, esto no es suficiente. Tal vez, lo más importante es que usted como lector sea consciente de que estamos disfrutando de un sistema natural que es finito, frágil y digno de cuidar y proteger.

Algunas pequeñas cosas que usted puede hacer en favor del ambiente incluyen sembrar un árbol, dejar las basuras en los lugares establecidos para esto, no fumar, no quemar los bosques, emplear solamente la energía que requiere, usar solamente el agua necesaria. Tenga presente que si por lo menos 3,500 de los casi 5,000 millones de seres humanos que hay en el mundo practicamos estas recomendaciones, las cosas mejorarán mucho.

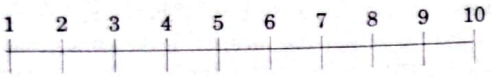
Complemente esta lectura con otra información de revistas o periódicos que estén a su alcance y analice con sus compañeros la necesidad de controlar y proteger el ambiente.

Scanned with CamScanner

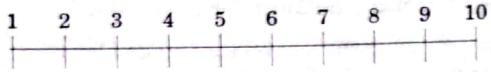
PARA EL PORTAFOLIO

- Asigne un valor en la escala de 1 a 10 a cada uno de los siguientes aspectos. Confronte su calificación con la de otros compañeros, analice los resultados y de ser necesario proponga alternativas frente a aquellos aspectos de baja calificación:

1. Responsabilidad con que asumo mis obligaciones como estudiante en la asignatura de química.

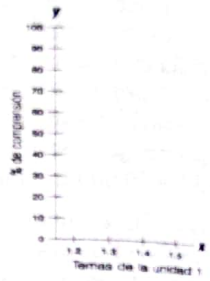


2. Mi puntualidad y asistencia a clases.



3. Cumplimiento con los trabajos, ejercicios, informes y tareas.

- Asigne valores a las coordenadas *x*, *y*. Grafique mediante barras. *x* representa los temas de la unidad, *y*, representa el porcentaje de comprensión de dichos temas.



Unidad 2
Conceptos fundamentales de química

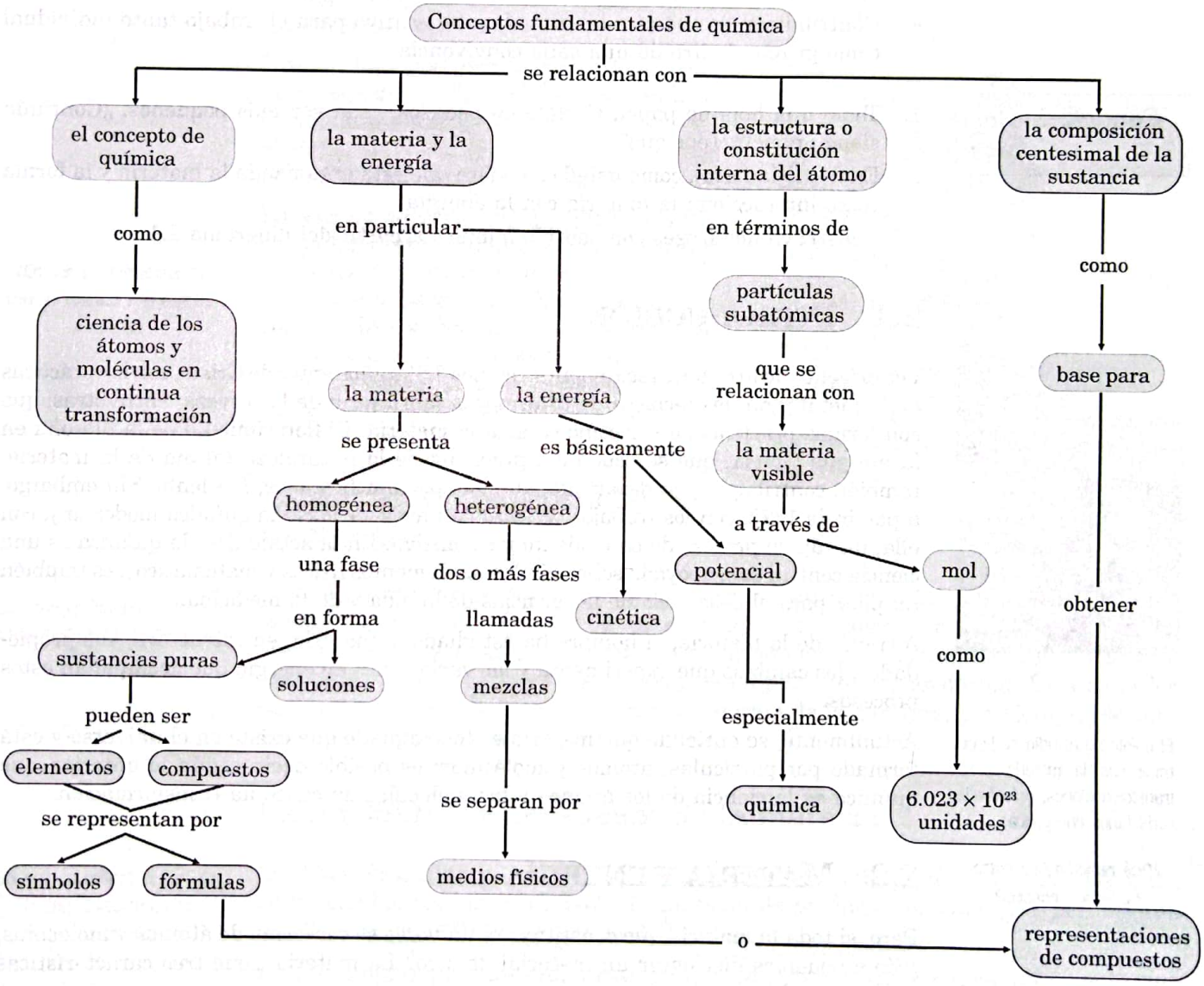


Diagrama 2.1 *Conceptos fundamentales de química.*

Scanned with CamScanner

Términos clave

Materia, energía, clases de energía, leyes de la química, presentaciones de la materia, cambios físicos, cambios químicos, sustancias puras, elementos, compuestos, propiedades intensivas, propiedades extensivas, lenguaje químico, átomos, electrones, protones, neutrones, número atómico, número de masa, mol, número de Avogadro, volumen molar, masas atómicas, masas moleculares, composición centesimal, fórmulas mínimas, fórmulas moleculares, fórmulas estructurales.

Logros

- Reconocer los aspectos que permiten diferenciar las presentaciones de la materia.
- Construir, a partir de los conocimientos previos, una visión más rigurosa acerca de la materia y sus propiedades.
- Establecer relaciones coherentes entre el mundo de las partículas no visibles, átomos y moléculas, principalmente, y la materia visible.
- Comprender y explicar adecuadamente algunas ideas y conocimientos acerca de la materia y su organización.
- Calcular fórmulas empíricas y moleculares de diferentes sustancias.
- Diferenciar los cambios físicos de los químicos, en diferentes fenómenos de la vida cotidiana.
- Contribuir a la creación de un ambiente positivo para el trabajo tanto individual como grupal dentro de una sana convivencia.

Conocimientos previos

1. Tome una hoja de papel. Córtela en pedazos, cada vez más pequeños. ¿Continúa siendo papel?, ¿por qué?
2. Explique la forma como usted considera que está organizada la materia y la forma como interacciona la materia con la energía.
3. Construya dos frases con sentido químico a partir del diagrama 2.1

2.1 INTRODUCCIÓN

El objeto de estudio de la química son la materia y sus transformaciones, incluidas las variaciones energéticas.

Los orígenes de la química se remontan a unos 3,500 años antes de Cristo, con las prácticas de la metalurgia, las técnicas de tintura y la fabricación de la cerveza, entre otras, que son formas prácticas de ver cómo cambia la materia. El florecimiento de la filosofía en la antigua Grecia, que se ocupó del problema de la naturaleza íntima de la materia, también contribuyó a su desarrollo, aunque, por muchos años, fue lento. Sin embargo, a partir de 1772, con los trabajos de Antoine Lavoisier nació la química moderna y, con ella, un rápido proceso de crecimiento y expansión. En la actualidad, la química es una ciencia central que, apoyada sobre sólidos fundamentos físicos y matemáticos, es también un pilar para el desarrollo de las ciencias de la vida y de la medicina.

A través de la historia, el hombre ha estudiado la materia, su estructura, sus propiedades, los cambios que experimenta y las variaciones de energía que acompañan estos procesos.

Actualmente, se entiende que materia es todo aquello que existe en el universo y está formado por partículas, átomos y moléculas; es posible decir, según lo anterior, que química es la ciencia de los átomos y las moléculas en continua transformación.

¿Qué relación hay entre materia y energía?

2.2 MATERIA Y ENERGÍA

Pero, si toda la materia que constituye el universo se conforma de átomos y moléculas, ¿cómo podemos distinguir un material de otro? La materia tiene tres características fundamentales que son:

1. ocupa un lugar en el espacio; 2. posee masa; 3. tiene energía.

Scanned with CamScanner

Energía se llama a los diferentes tipos de movimiento de la materia.

Como vimos en la unidad 1, la masa es una medida de la cantidad de materia que tiene una muestra de cualquier sustancia u objeto. Usualmente, se la identifica como un cuerpo.

Tradicionalmente, se ha definido la energía como la capacidad para realizar un trabajo o de producir cambios tales como la posición o la temperatura de un objeto.

La energía y la masa son propiedades de toda la materia.

Un objeto posee dos formas generales de energía: la cinética o la energía de un cuerpo en movimiento y la potencial o energía almacenada.

Figura 2.1.a *La energía se puede transferir de un objeto a otro.*

En química, es importante la energía potencial, es decir, la que posee la materia en razón de su posición o su composición. Es la llamada energía química, almacenada en las diferentes sustancias.

Una de las características fundamentales de la energía es la capacidad de cambiar de una forma a otra. Por ejemplo la energía eléctrica se puede transformar en energía lumínica y en energía calorífica.

¿En que se diferencian la energía cinética y la energía potencial?

La energía potencial de un cuerpo, situado en un lugar elevado, se puede transformar en energía cinética, al caer (*véase* figura 2.1). La energía química almacenada en los combustibles se transforma en energía calórica cuando el combustible arde, o en energía cinética cuando el combustible se quema, en el motor de un automóvil.

Figura 2.1.b *A medida que los ciclistas descienden, pierden energía potencial y ganan energía cinética.*

La ley de la conservación de la energía

La energía cinética depende de la masa y la velocidad.

Tanto los procesos físicos como los químicos están acompañados de variaciones de energía, tales como absorción o emisión de calor, emisión de luz o producción de electricidad. De cualquier manera, con excepción de las transformaciones nucleares, en ningún proceso se crea o se destruye energía: sólo se transforma. Ésta es la *ley de la conservación de la energía.* Así, la energía de la gasolina, por ejemplo, se convierte en energía de movimiento del auto.

La ley de la conservación de la materia

¿A qué se refiere la ley de la conservación de la materia y la energía?

Los trabajos cuidadosos de A. Lavoisier, al pesar las cantidades de los reactivos antes de un cambio químico y, después, la cantidad de productos obtenidos, le permitieron enunciar la ley de la conservación de la masa.

En los cambios químicos ordinarios, no se producen variaciones apreciables en la cantidad de materia que interviene. En otros términos, en una reacción química, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos.

Scanned with CamScanner

Dado que la gran mayoría de los cambios que se dan en el universo son físicos o químicos, en los cuales no se crea ni se destruye masa, la ley de la conservación de la masa se puede extender a toda la materia: *la materia no se crea ni se destruye, sino que se transforma.* Por ejemplo, cuando arde una vela, la cantidad de vela y de oxígeno que se consumen, se transforma en los productos de la combustión: dióxido de carbono CO_2, monóxido de carbono CO, carbono como residuo C y vapor de agua, H_2O. La cantidad de masa antes y después de la combustión es la misma.

Ley de la conservación de la materia y de la energía

Al enunciar anteriormente la ley de la conservación de la masa, se ha tenido cuidado de hacerlo para los "cambios químicos ordinarios".

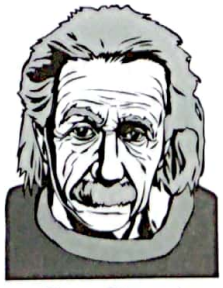
En el año 1910, los científicos, entre ellos Albert Einstein adviertieron que la materia puede transformarse en energía. Más tarde comprobaron que la energía puede ser convertida en materia.

En las explosiones nucleares, cantidades apreciables y, por tanto, cantidades medibles de materia se transforman en energía. (*véase* figura 2.2). Estas observaciones se plasman en la ecuación de Einstein: $E = m \times c^2$ donde E es la energía, m, es la masa y c, la velocidad de la luz en el vacío (una constante).

Figura 2.2 *El primer uso militar de la bomba atómica tuvo lugar el 6 de agosto de 1945, cuando los norteamericanos soltaron sobre la ciudad de Hiroshima, en el Japón, una que produjo la muerte de unas 80,000 personas y dejó heridas a unas 50,000. El poder de dicha bomba era de 13 kilotones. Un kilotón tiene un poder explosivo de 1,000 toneladas de trinitrotolueno. En la actualidad, se estima que con 300 kilotones se podrían destruir todas las ciudades del mundo.*

A pesar de que en la actualidad no ha sido posible convertir grandes cantidades de energía en materia, se acepta la equivalencia entre materia y energía. Así, la ley de la conservación de la materia y de la energía se enuncia diciendo que *la cantidad de materia y energía en el universo es constante.*

Cuando se convierte un gramo de materia en energía, se producen 2.15×10^{13} cal. Con esta cantidad de calor, se pueden evaporar ¡30,000,000 litros de agua!


Albert Einstein

Experimentalmente, los cambios de energía de las reacciones químicas se miden en un calorímetro.

2.3 PRESENTACIÓN DE LA MATERIA EN LA NATURALEZA

¿Cómo diferenciamos un material de otro?

El hombre del siglo XX es privilegiado, por cuanto en la vida diaria hace uso de muchos conocimientos producidos por los científicos en los últimos 200 años. Gracias a esto, una mirada a los alrededores permite identificar la materia en diversos estados: sólido, líquido, gaseoso.

Scanned with CamScanner

Los tres estados de la materia usualmente conocidos son: sólido, líquido, gaseoso.

Algunos autores consideran un cuarto estado de la materia conocido como plasma, altas temperaturas en las cuales la materia se encuentra en forma de partículas positivas y negativas.

En la figura 2.3, se ilustran los tres estados fundamentales de la materia, la dirección en que se producen los cambios y los nombres que reciben.

Usualmente, se habla del estado físico de la materia a temperatura y presión ambientes ya que, como es bien conocido, el estado físico de la materia cambia con la presión y la temperatura.

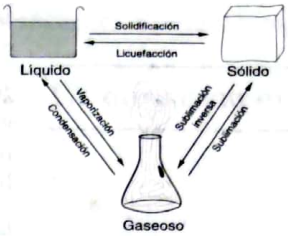


Figura 2.3 *Los estados de la materia y sus transformaciones*

Cambios físicos y cambios químicos

¿Cuál es la diferencia entre las propiedades físicas y químicas de la materia?

Así como una persona se diferencia de otra por ciertas propiedades físicas, como la estatura, el color de los ojos, la nariz, el color del cabello y otras, la materia, en general, posee características que le son propias y permiten su identificación. Estas propiedades pueden ser físicas o químicas.

Algunas propiedades físicas de la materia son: olor, color, volumen, estado físico, densidad, punto de fusión, punto de ebullición.

Existe un cambio físico, cuando varía una de las propiedades anteriores, sin cambiar la naturaleza química de las sustancias ni su composición. Así, el agua mantiene su composición, bien sea en estado sólido, líquido o gaseoso, pero sus propiedades físicas son diferentes. (*véase* figura 2.4).

Figura 2.4 *La destrucción de Armero, en el departamento del Tolima, Colombia, el 13 de noviembre de 1985, que ocasionó la muerte de unas 23,000 personas, se debió básicamente a un cambio físico. El agua sólida que estaba en la cima del nevado del Ruiz pasó al estado líquido, debido al calor provocado por el intento de erupción del volcán, la cual arrasó con el municipio y con todo lo que encontraba a su paso.*

Las propiedades químicas de una sustancia hacen relación a su capacidad para participar en la producción de sustancias diferentes. Existe un cambio químico cuando una o varias sustancias se transforman en otras. (*véase* figura 2.5). Todo cambio químico va acompañado de la descomposición de unas sustancias y la formación de otras. Tanto la naturaleza de las sustancias como su composición cambian. Así, cuando se deja un portón de hierro sin anticorrosivo, a la intemperie, con el tiempo, éste se oxida y se destruye; los óxidos que se producen presentan propiedades diferentes de las originales.

McGraw-Hill
INTERAMERICANA, S. A.
D 20 JUN. 1997
EJEMPLAR DE CORTESIA
PROHIBIDA SU VENTA

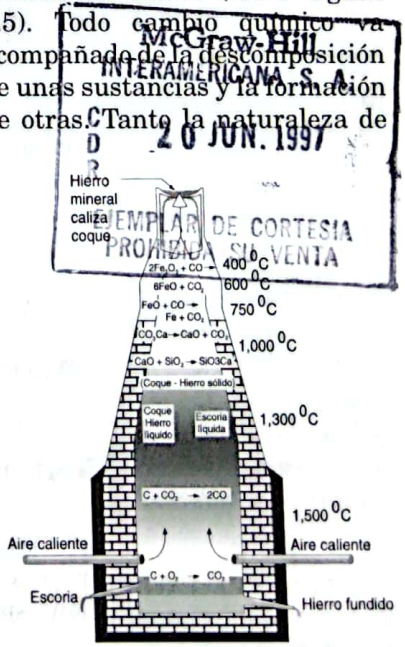


Figura 2.5 *Los óxidos de hierro en el alto horno son transformados en hierro metálico a través de cambios químicos.*

Scanned with CamScanner

Los cambios químicos o reacciones químicas entre sustancias se representan por ecuaciones, como se verá en una unidad posterior.

Ejercicio propuesto 2.1

¿Cuál será el estado físico de las siguientes sustancias a 100 ° C: nitrógeno, aluminio, plomo, cobre? *véase* tabla 2.1.

Las propiedades físicas de la materia se pueden dividir en dos grupos: intensivas o extensivas.

Las propiedades extensivas son aquellas que dependen de la cantidad de materia que se tenga, como el volumen, la masa y el peso. Las propiedades intensivas no varían con la cantidad de materia que se tome. Así, el punto de fusión y el punto de ebullición, entre otros, son constantes para cualquier cantidad de una sustancia.

Sustancia	Punto de fusión ° C	Punto de ebullición ° C
Nitrógeno	– 210	– 196
Hierro	1,535	3,000
Oxígeno	– 218	– 183
Agua	0	100
Etanol	– 117	78.5
Aluminio	660	2,470
Plomo	327	1,744
Cobre	1,083	2,595

Tabla 2.1 *Puntos de fusión y de ebullición de algunas sustancias.*

Materia homogénea y heterogénea

¿Qué diferencias hay entre un elemento, un compuesto y una mezcla?

Además de la clasificación de la materia, por sus propiedades físicas, es posible clasificarla, de acuerdo con la forma en que se presenta en la naturaleza o su composición, en homogénea y heterogénea.

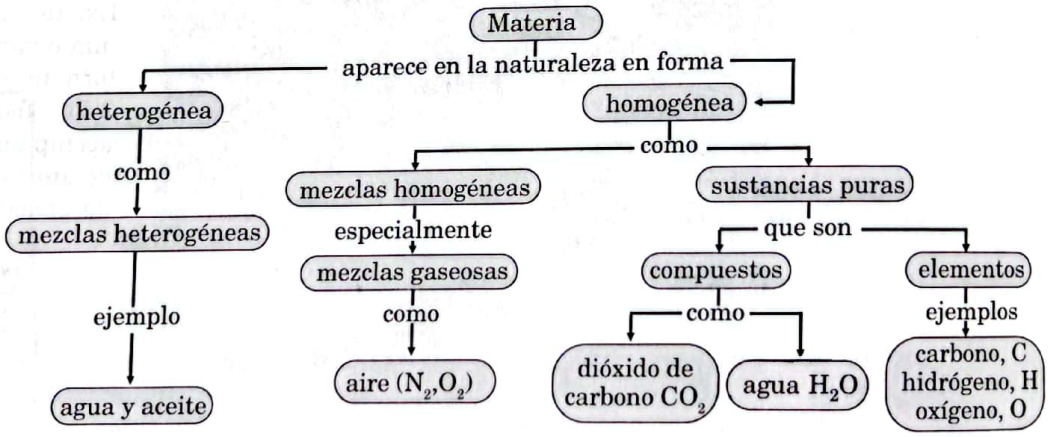


Diagrama 2.2 *La materia.*

Materia heterogénea. Concepto de mezcla

La materia heterogénea se conoce generalmente como mezcla de dos o más sustancias puras en distintas proporciones donde cada una conserva su identidad, es decir, mantiene sus propiedades específicas. Ejemplo: el agua y el aceite.

La materia heterogénea consta de dos o más porciones o fases distintas físicamente, distribuidas en forma desigual y, por tanto, sin uniformidad en sus propiedades y en su composición.

En algunas mezclas, los componentes pueden diferenciarse a simple vista y, por tanto, separarse fácilmente. Es el caso de una mezcla de maní y uvas pasas; o un pedazo de cobre y una piedra pequeña en un vaso con agua. En otros, los componentes se pueden identificar fácilmente, pero su separación no es tan sencilla, por ejemplo, una mezcla de azufre con limaduras de hierro, un pedazo de granito (compuesto por cuarzo, feldespato, entre otros). Los componentes de algunas mezclas pueden ser sepa-

Scanned with CamScanner

rados mediante procesos físicos, como filtración, destilación, decantación, o medios magnéticos. (*véase* figura 2.6).

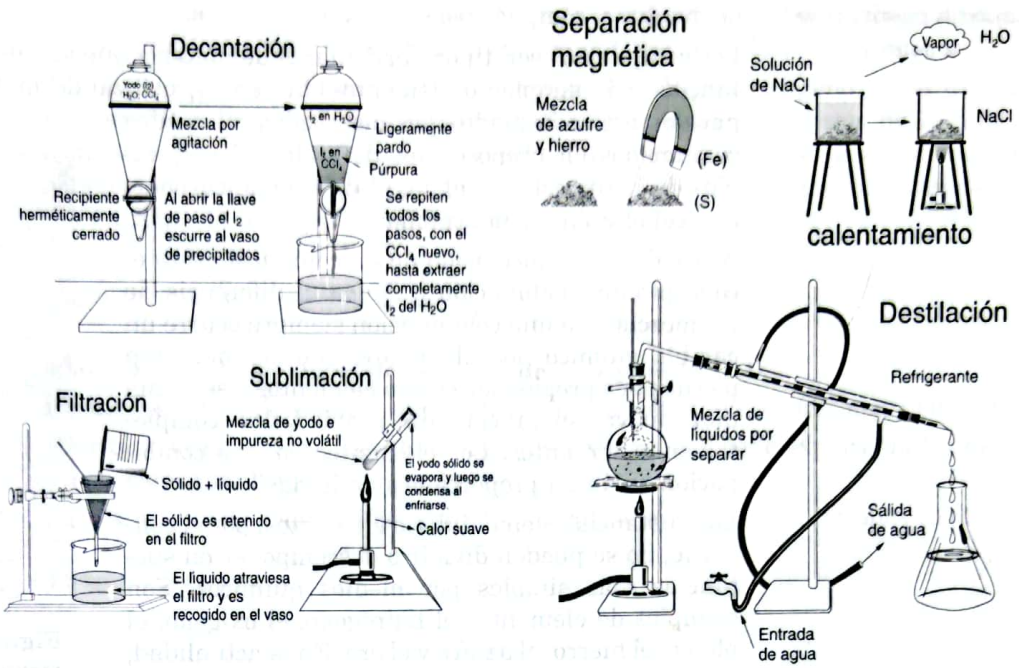


Figura 2.6 *Algunos métodos para separar mezclas.*

Materia homogénea. Concepto de sustancia pura

La materia homogénea es uniforme en cuanto a propiedades y composición: no existe variación en ninguna de sus partes, por ejemplo, el aire, un trozo de metal de hierro, el oxígeno puro, una solución de azúcar.

En la materia homogénea, no se pueden distinguir las partes que la componen: se presenta en una sola fase.

Las *sustancias puras* tienen propiedades y composiciones definidas y constantes, son tipos particulares de materia con propiedades físicas y químicas características. Por tanto, pueden identificarse a partir de ellas. Lo más frecuente es identificar las sustancias por sus propiedades físicas, como densidad, punto de ebullición, punto de fusión, etc. Cada sustancia pura tiene un valor definido para estas propiedades. Así, el agua, por ejemplo, a nivel del mar hierve a 100 ° C, a una atmósfera de presión, se congela a 0 ° C y tiene una densidad de 1 g/mL. Ningún otro líquido presenta estas características.

La materia homogénea consiste de una sola fase.

Las *mezclas homogéneas* están formadas por dos o más sustancias puras en proporciones variables, en algunos casos, sin límites. El aire es una mezcla homogénea de oxígeno, nitrógeno y otros gases. Casi todas las mezclas de gases son homogéneas.

Un tipo particular de materia homogénea son las soluciones. El estudio detallado de las soluciones se hará en la unidad 8. En las soluciones, la composición varía, pero dentro de ciertos límites, en los cuales no es posible diferenciar a simple vista los componentes. Así, en una solución de sal de cocina (o cloruro de sodio, NaCl), en agua o de azúcar en agua no se diferencia la sal ni el azúcar del agua.

Una solución tiene un soluto disperso uniformemente en un disolvente.

Scanned with CamScanner

Las sustancias puras: elementos y compuestos

¿Qué importancia tiene el conocer la composición de la materia?

La investigación ha permitido establecer que las sustancias pueden ser elementales o elementos y compuestos.

Los compuestos son tipos particulares de materia que se pueden descomponer en sustancias más simples o elementos diferentes, utilizando métodos químicos. Los compuestos están formados por dos o más elementos combinados en proporciones definidas. Son ejemplos de compuestos el agua, el dióxido de carbono, el alcohol etílico y la acetona.

Figura 2.7 *El oro es un elemento poco reactivo y, por eso, se encuentra libre en la naturaleza. El lingote de oro más grande encontrado en el mundo pesa 2.3 kg y fue localizado en Greenville, California, Estados Unidos.*

Asociado con la formación de un compuesto está el concepto de combinación química. A diferencia de las mezclas, en una combinación siempre ocurre un cambio químico: los elementos que se combinan pierden sus propiedades como elementos y se forma una nueva sustancia con propiedades completamente diferentes. Los elementos en una combinación están en proporciones definidas.

Las sustancias elementales o elementos, por el contrario, no se pueden dividir o descomponer en sustancias más simples por medios químicos. Son ejemplos de elementos el hidrógeno, el oxígeno, el plomo, el hierro, el azufre y el oro. En la actualidad, se conocen 109 elementos y se cree que todo el universo está formado a partir de unas pocas sustancias puras elementales, que se combinan entre sí de múltiples maneras. La combinación de los elementos para formar compuestos obedece a las llamadas *leyes ponderales* de la química, que se describen a continuación.

La ley de las proporciones definidas

Esta ley, también llamada de Proust, fue propuesta a finales de 1790, cuando Joseph Proust encontró que los elementos, al combinarse entre sí para formar los compuestos, lo hacen en proporciones definidas de peso. La ley se enuncia así: *independientemente de su origen o masa, todo compuesto está formado siempre por los mismos elementos y en la misma proporción por peso.*

Según esta ley, la composición centesimal de un compuesto es constante. Así, por ejemplo, el agua siempre estará formada por 88.88% de oxígeno y 11.12% de hidrógeno. En la sección 2.7, se explica la forma de hallar la composición centesimal.

Ley de las proporciones múltiples

Propuesta por John Dalton, a comienzos de 1880, y conocida también como la ley de Dalton, describe las relaciones por peso que existen entre elementos que forman compuestos diferentes. En términos generales, establece que *cuando dos elementos E_1 y E_2 se combinan para formar dos o más compuestos, las diferentes cantidades de E_2 que se combinan con una cantidad fija de E_1 mantienen entre sí una relación de números enteros sencillos.*

Ejercicio guía 2.1

El carbono y el oxígeno se combinan para formar monóxido de carbono, CO, y dióxido de carbono, CO_2. Explique la ley de las proporciones múltiples, tomando como referencia estos dos óxidos.

Scanned with CamScanner

Solución

- Es de particular importancia saber y entender el enunciado de la ley.
- El carbono y el oxígeno son dos elementos diferentes, que se combinan para formar dos compuestos diferentes el monóxido y dióxido de carbono. Según la ley, las dos cantidades de oxígeno que reaccionan con la misma cantidad de carbono en el CO y CO_2 mantienen una relación de números enteros sencillos.

  Así, en el CO, se combinan 12 g de carbono con 16 g de oxígeno; en el CO_2, los mismos 12 g de carbono se combinan con 32 g de oxígeno; la razón de 16 a 32 es la misma que la relación de 1 a 2, con lo cual se cumple la ley. Las cantidades de oxígeno que reaccionan con 12 g de carbono en los dos compuestos mantienen entre sí una relación de 1 para el CO a 2 para el CO_2. Así:

  12 g (cantidad fija) de C $\begin{cases} O = 16\ g \\ O_2 = 32\ g \end{cases}$

rcicio propuesto 2.2

1	2	3
SO_3	NO	PbO
4	5	6
PbO_2	SO_2	NO_2

Teniendo en cuenta los datos de la rejilla de la izquierda

a. Forme los pares de casillas que incluyen compuestos con los mismos elementos.

b. ¿Por qué en las sustancias de las casillas 2 y 4 no se puede explicar la ley de las proporciones múltiples?

c. Escoja un par de compuestos, para demostrar la ley de las proporciones múltiples.

Taller 2.1 Materia, energía, presentación de la materia y leyes ponderables

Logros

- Establecer relaciones entre los conceptos de masa, materia y energía.
- Explicar la ley de la conservación de la materia y la energía.
- Diferenciar la materia heterogénea de la materia homogénea y determinar las diferencias entre una solución, un elemento y un compuesto.
- Mejorar la capacidad para trabajar en grupo y para comunicarse con los demás, tanto en forma oral como en forma escrita.

Conocimientos previos

Explique lo que para usted significan los siguientes términos o grupos de términos: materia, masa, energía, conservación de la energía.

Procedimiento

1. Revise los temas de las secciónes 2.2 y 2.3. Luego:
   a. Determine, en la siguiente lista, cuáles corresponden a mezclas homogéneas y cuáles a mezclas heterogéneas; explique su respuesta: una pizza, café con leche, kumis, aceite, un pastel, la gasolina, el aire, el agua de mar, la leche, una ensalada de frutas y el concreto.
   b. Nombre otros casos de materia homogénea y materia heterogénea.
   c. Determine, para cada una de las siguientes sustancias, cuáles corresponden a elementos y cuáles a compuestos: una lámina de plomo, el nitrógeno, una barra de oro, un recipiente de cobre, el dióxido de carbono, el agua y el ácido sulfúrico. Explique su respuesta.
   d. Explique la relación entre la energía potencial y la energía cinética. Dé ejemplos.
   e. Establezca la diferencia entre cambios físicos y cambios químicos. Dé ejemplos.
   f. ¿Qué diferencia existe entre materia y masa?
   g. ¿A qué se llama energía? Mencione algunas clases de energía que usted conozca.
   h. La principal característica de la energía es que se puede convertir de una forma en otra. Comente algunos ejemplos.
2. Resuelva comprensivamente los ejercicios guía y los ejercicios 2.1, 2.2 y 2.3 de la autoevaluación.

Scanned with CamScanner

3. Confronte sus respuestas dadas en la sección de conocimientos previos de este taller con lo que ahora sabe sobre el tema.

También confronte el trabajo realizado por usted con el de sus compañeros, aclare las dudas respectivas y acuda al profesor, si lo considera necesario.

2.4 EL LENGUAJE DE LA QUÍMICA

A través del tiempo, por conveniencia y para facilitar una comunicación precisa, los científicos han desarrollado una forma abreviada para representar los elementos y los compuestos.

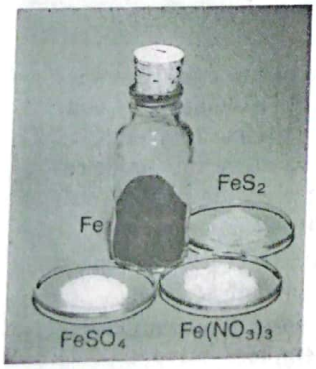
Los elementos químicos se representan por símbolos. El símbolo de un elemento químico consta de una letra mayúscula, o una mayúscula y una minúscula. A continuación, se dan algunos:

Los símbolos de los elementos corresponden a las iniciales del nombre del elemento en latín: lugar donde se encontró por primera vez o nombre de quien lo descubrió.

Hidrógeno	H	Nitrógeno	N	Helio	He
Oxígeno	O	Litio	Li	Flúor	F
Berilio	Be	Neón	Ne	Boro	B
Sodio	Na	Carbono	C	Magnesio	Mg
Calcio	Ca	Cobre	Cu	Plata	Ag

Ejercicio propuesto 2.3

Observe una tabla periódica, revise todos los nombres de los elementos, seleccione los nombres de aquellos que conozca o de los que haya oído hablar con alguna frecuencia y escríbalos, junto con su símbolo; intercambie esta información con sus compañeros. Si puede explicar algunas de sus propiedades o usos, hágalo.



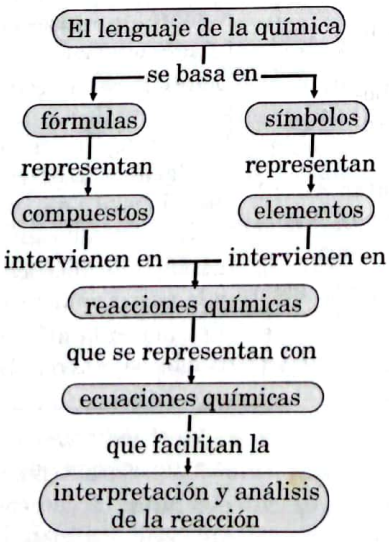


Diagrama 2.3 *Lenguaje químico.*

Los compuestos se representan por fórmulas. Una fórmula química es la representación de una sustancia con los elementos que la forman.

Las fórmulas químicas no sólo dan información acerca de los elementos que forman el compuesto sino también las proporciones fijas de combinación de los elementos, con los subíndices. Para dar una fórmula, cuando ésta contiene por ejemplo elementos metálicos, no metálicos y oxígeno, se escriben los símbolos, generalmente comenzando por aquellos ubicados al lado izquierdo de la tabla periódica, es decir los metales, siguiendo luego con los ubicados hacia la derecha, que se llaman no metales y, finalmente, el oxígeno. Muchas fórmulas están acompañadas de subíndices, que indican el número de átomos del elemento o elementos a los cuales se refieren. Cuando no se especifican subíndices, se entiende que se trata de un solo átomo. A continuación, se presentan algunos compuestos y sus fórmulas:

Scanned with CamScanner

Las fórmulas químicas representan los compuestos.

Cloruro de sodio (NaCl); azúcar común (sacarosa) ($C_{12}H_{22}O_{11}$), agua (H_2O); ácido nítrico (HNO_3); dióxido de carbono (CO_2); ácido clorhídrico (HCl); monóxido de carbono (CO); alcohol etílico (C_2H_5OH).

Ejercicio guía 2.2

Para los siguientes compuestos, explique cómo se constituye cada fórmula y cuál es el significado de los subíndices: HNO_3, $Ca(OH)_2$.

Solución

Se requiere recordar el concepto de fórmula y la información que proporciona en términos de elementos que forman el compuesto y su relación.

La fórmula HNO_3 significa que el compuesto que representa, el ácido nítrico, está formado por H, N y O, en proporción de 1: 1: 3. Esto significa que existen 3 átomos de O por uno de H y uno de N. El subíndice, 3, en este caso, sólo afecta al átomo de O.

La fórmula $Ca(OH)_2$ indica que existe un átomo de calcio y dos grupos (OH) en el compuesto, o dos átomos de oxígeno y dos átomos de hidrógeno.

ercicio propuesto 2.4

Explique el significado de cada una de las siguientes fórmulas: H_3PO_4, $Al(OH)_3$, Bi_2S_3.

De la misma manera que en el español, con las letras se construyen las palabras y con las palabras se construyen las frases, y es preciso aprender a hablar y escribir correctamente; en química, con los símbolos se construyen las fórmulas, y con las fórmulas y los símbolos se construyen las ecuaciones químicas.

ercicio propuesto 2.5

a. Sin ayuda de la tabla periódica, intente escribir los símbolos de los siguientes elementos: hierro, litio, flúor, fósforo, potasio, níquel, cobre, sodio, boro, azufre.
b. Dé los nombres a los elementos cuyos símbolos son C, O, H, Be, Si, Mn, Zn, Cl, Br.
c. Indique, en la lista siguiente de símbolos y fórmulas, cuáles corresponden a elementos y cuáles a compuestos: Co, Ni, CO, K_2S, VS, Zn, HCl, SiO_2, KI, Ag.

2.5 TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

¿La materia es continua o discontinua?

La clasificación de la materia que se ha realizado hasta ahora es útil en el campo macromolecular, o sea en cuanto a fracciones de materia que se pueden ver, tocar y pesar.

Un estudio más detallado de la materia con el fin de entender su estructura íntima conduce a considerar si la materia es continua o discontinua. *La continuidad de la materia* implicaría poderla dividir indefinidamente sin llegar nunca a encontrar una unidad mínima o partícula indivisible.

¿Qué sucede si trata de dividir indefinidamente un trozo de madera?

La *discontinuidad de la materia* implica considerarla formada por unidades discretas, de tal manera que no se puede dividir indefinidamente sino que, finalmente, existe

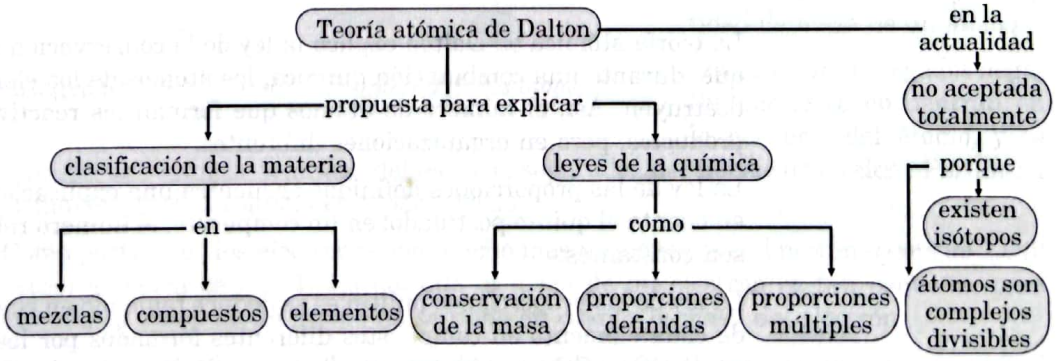


Diagrama 2.4 *Dalton y la estructura de la materia.*

Scanned with CamScanner

una partícula unitaria que, al dividirla, hace que se pierdan las propiedades de esa materia.

En la actualidad, los experimentos indican que la materia es discreta, es decir, que está formada por átomos.

Si bien es cierto que el concepto de átomo es muy antiguo, fue sugerido primero por el filósofo griego Demócrito, hacia el año 400 antes de Cristo. Los filósofos y los científicos, en general, sólo vinieron a creer en los átomos a principios del siglo XIX. El estudio de la estructura atómica se abordará en la unidad siguiente.

¿Cuáles son los postulados básicos de la teoría atómica de Daltón?

Entre 1803 y 1808, John Dalton enunció su teoría atómica con la cual pudo explicar, entre otros hechos científicos, la ley de la conservación de la masa, las proporciones definidas, las proporciones múltiples y la clasificación de la materia en elementos, compuestos y mezclas. Sus postulados básicos son:

1. Toda la materia está formada de partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos en su tamaño, forma y masa.
3. Los átomos de diferentes elementos son diferentes.
4. Los átomos de diferentes elementos se combinan químicamente para formar compuestos. Al combinarse, los átomos de un elemento no se transforman en átomos de otros elementos; tampoco se crean o se destruyen.
5. En un compuesto dado, el número relativo y la clase de átomos son constantes.

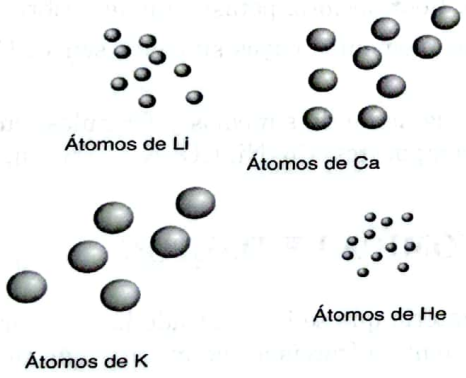


Figura 2.8 *Según Dalton, los átomos de elementos diferentes son diferentes pero, para un mismo elemento, todos los átomos son iguales.*

A partir de esta teoría, se establecen conceptos más refinados de elementos, compuestos y mezclas en términos de la organización atómica.

Un elemento es un tipo particular de materia formada por una sola clase de átomos.

Un compuesto es un tipo particular de materia formada por diferentes clases de átomos combinados químicamente en proporciones definidas. De la misma manera que el átomo es la mínima parte de un elemento sin que se pierdan las propiedades, la molécula es la mínima parte de un compuesto en la cual aún se conservan sus propiedades.

Las mezclas son agregados físicos de partículas de elementos o compuestos.

La teoría de Dalton y las leyes de la química

La teoría atómica de Dalton explica la ley de la conservación de la masa, al establecer que, durante una combinación química, los átomos de los elementos no se crean ni se destruyen. Así, el número de átomos que forman los reactivos será el mismo de los productos, pero en organizaciones diferentes.

La ley de las proporciones definidas encuentra una explicación en la teoría, si se tiene en cuenta el quinto postulado: en un compuesto, el número relativo y la clase de átomo son constantes.

La ley de las proporciones múltiples se deduce teniendo en cuenta el número de átomos de cada elemento en compuestos diferentes formados por los mismos elementos; así, en el CO y CO_2, según los postulados de Dalton, en el CO_2 existen dos veces más átomos de oxígeno por átomo de carbono que en el CO. El monóxido de carbono tiene

Scanned with CamScanner

un átomo de oxígeno por cada átomo de carbono, mientras que el CO_2 tiene dos átomos de oxígeno por cada átomo de carbono. De esta manera, la relación de átomos de oxígeno del CO con respecto al CO_2 es de 1:2, que son números enteros sencillos.

Crítica de la teoría atómica de Dalton

Las ideas atómicas de Dalton aún se conservan. Sin embargo, algunos de esos postulados hoy no son válidos, como se analiza a continuación.

Según Dalton, los átomos son la unidad más pequeña de la materia y son indivisibles. Hoy se conoce que el átomo es una unidad compleja de materia y energía que es divisible.

También se acepta que no todos los átomos de un mismo elemento son idénticos en masa y propiedades, como lo pensó Dalton. En la actualidad, se conoce la existencia de isótopos, átomos de un mismo elemento que difieren por su masa y algunas otras propiedades. El concepto de isótopo se explica un poco más adelante, en esta misma unidad.

rcicio propuesto 2.6

Explique los postulados de Dalton acerca del átomo.

a. Establezca las relaciones entre estos postulados y las leyes de la conservación de la masa y las proporciones definidas.

b. ¿Cuáles de los postulados de Dalton no se aceptan hoy día?, ¿por qué razón?

2.6 LA CONSTITUCIÓN INTERNA DE LOS ÁTOMOS

¿Cuáles son las partículas fundamentales del átomo?

En la actualidad, se acepta que un átomo está formado por un núcleo, de naturaleza positiva y por los electrones, de naturaleza negativa. El núcleo y los electrones constituyen las partes fundamentales del átomo.

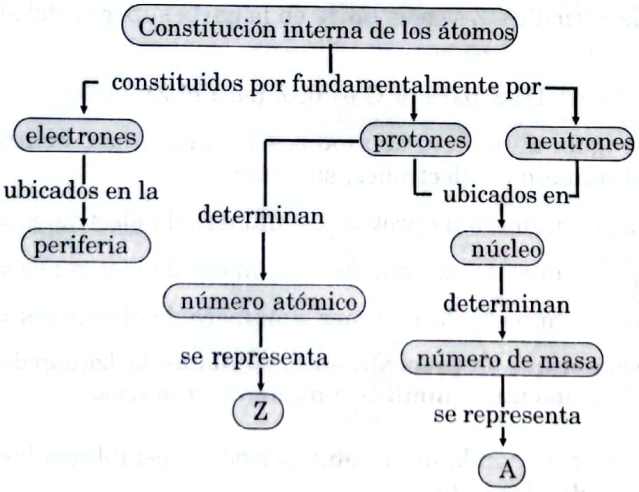


Diagrama 2.5 *Constitución interna de los átomos.*

El núcleo forma el centro del átomo, es muy pequeño y en él se encuentra un gran número de partículas llamadas subatómicas, de las cuales las más importantes, por lo menos para entender este curso de química, son los protones y los neutrones.

Los protones tienen una masa de 1 y una carga positiva +1; los neutrones tienen masa igual a 1, pero no poseen carga. En el núcleo está la mayor cantidad de masa de un átomo.

Los electrones cargados negativamente se encuentran en la periferia del átomo, y se mueven en regiones definidas del espacio, separadas del núcleo (orbitales). Por tanto, la mayor parte del átomo es espacio vacío.

El tamaño del núcleo con relación al del átomo es proporcional al de una canica en una cancha de fútbol.

Como partículas, los electrones son mucho más pequeños que el protón (cerca de 1,840 veces) y tienen carga –1. Puesto que la masa de un electrón es tan pequeña, para calcular la masa de un átomo no se tiene en cuenta la masa del electrón.

En un átomo cualquiera, el número de partículas cargadas positivamente es igual al número de partículas cargadas negativamente. Por tanto, el número de protones es

Scanned with CamScanner

igual al número de electrones, y un átomo es eléctricamente neutro. En la tabla 2.2 se resumen algunas características de las partículas antes mencionadas.

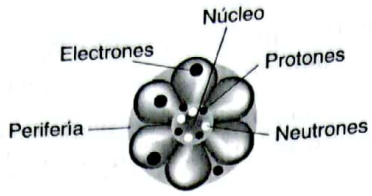


Figura 2.9 *Localización de las partículas subatómicas en el átomo.*

Nombre	Símbolo	Carga	Masa
Electrón	e^-	−1	0
Protón	p^+	+1	1
Neutrón	n	0	1

Tabla 2.2 *Características de algunas partículas subatómicas.*

Número atómico y número de masa

En un átomo neutro, el número de protones es igual al de electrones. Por tanto, Z representa el número de protones o de electrones.

El número de protones de un átomo se conoce como número atómico y se representa por Z. Los elementos se identifican por su número atómico y cada elemento tiene un número atómico particular, puesto que no hay dos elementos que tengan el mismo número de protones. Así, un átomo con tres protones es un átomo de litio; un átomo con cinco protones es un átomo de boro.

Los elementos de la tabla periódica se encuentran ordenados de menor a mayor, según el número atómico, Z. Este número, para cada elemento de la tabla, está encima del símbolo.

Ejercicio guía 2.3

Con base en la tabla periódica, establezca el número atómico para los elementos Na, C, y Zn. ¿Cuántos protones y cuántos electrones tiene cada uno?

Solución

En la tabla periódica, Z se encuentra en la parte superior del símbolo de cada elemento, por tanto:

Z para el Na es 11, Z para el C es 6, Z para el Zn es 30.

Como Z es igual al número de protones y en un átomo neutro el número de protones es igual al número de electrones, se tiene:

para el Na, número de protones = número de electrones = 11

para el C, número de protones = número de electrones = 6

para el Zn, número de protones = número de electrones = 30

Ejercicio propuesto 2.7

La información que se presenta en la rejilla de la izquierda corresponde a algunos símbolos de elementos químicos y números atómicos.

1	2	3	4	5
22	Be	4	Se	17
6	7	8	9	10
Cl	34	Ti	53	

a. Con la ayuda de la tabla periódica, establezca los números atómicos para cada elemento.
b. La casilla 10 corresponde al elemento de número atómico 81. ¿Cuál es su símbolo?
c. Forme parejas de casillas entre los símbolos y su número atómico.

Ejercicio guía 2.4

Con la siguiente información, identifique los elementos respectivos.

a. Z = 17, Z = 13, Z = 24; b. número de protones igual a 15, 18, 2, 8

Solución

a. En la tabla periódica se encuentra el número atómico, Z; y el elemento es aquel cuyo símbolo está debajo:

Z = 17 = Cl; Z = 13 = Al; Z = 24 = Cr.

Scanned with CamScanner

b. Puesto que Z = número de protones = número de electrones, se busca el número de protones en la tabla, con lo cual se encuentra el símbolo del elemento respectivo.

Z = 15 = P; Z = 18 = Ar; Z = 2 = He, Z = 8 = O.

Ejercicio propuesto 2.8

Con la siguiente información, identifique los elementos respectivos.

a. Z = 12; 5; 32; 35 b. número de electrones = 20; 21; 33; 40

Solución

Los isótopos son átomos de un mismo elemento, que tienen igual número atómico, pero diferente masa.

Todos los átomos de un mismo elemento tienen igual número de protones, pero su número de neutrones puede variar. El hidrógeno, por ejemplo, tiene tres isótopos. (*véase* figura 2.10). Todos los átomos de hidrógeno tienen un protón, y 99.91% de ellos no tienen neutrones. Algunos tienen un neutrón y muy pocos tienen dos neutrones. Estos isótopos se conocen como protio, H, deuterio, D, y tritio, T, respectivamente.

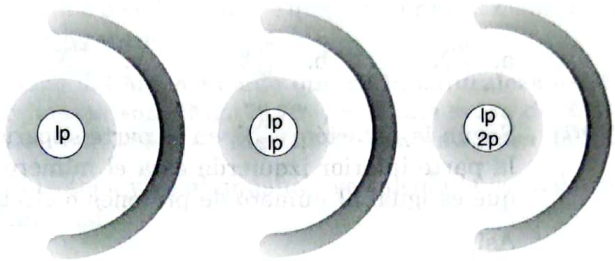


Figura 2.10 *El protio, el deuterio y el tritio son átomos de hidrógeno que tienen diferente masa.*

El carbono, como elemento natural, presenta 3 isótopos de masa 12, 13 y 14. Sin embargo, todos ellos tienen 6 protones (*véase* figura 2.11). El porcentaje de átomos de cada isótopo de un elemento presente en la naturaleza es diferente. Normalmente, uno de los isótopos predomina en abundancia sobre los demás.

Número de masa, A = protones + neutrones

Puesto que el número de protones es igual al número de electrones e igual a Z, se tiene

A = número de masa = Z + número de neutrones.

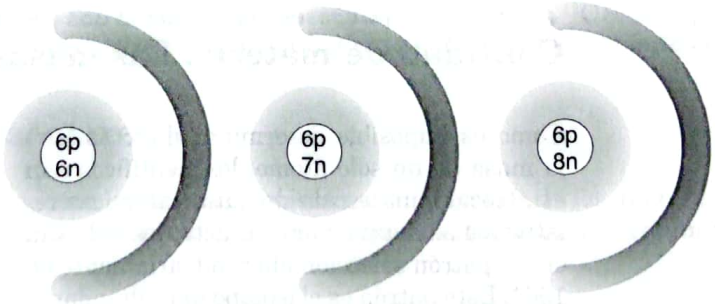


Figura 2.11 *El carbono tiene tres isótopos cuyas masas atómicas son 12, 13 y 14. Sin embargo, el número de protones del átomo de carbono es 6. El número de masa para un átomo se calcula sumando el número de protones y el número de neutrones. El número de masa es el número entero más cercano a la masa atómica y se representa por A.*

Conocidos el número atómico y el de masa para el elemento, se puede conocer su número de neutrones. Número neutrones = A – Z

Ejercicio guía 2.5

Calcule el número de protones, neutrones y electrones de un isótopo de magnesio que tiene Z = 12 y número de masa 24.

Scanned with CamScanner

Solución Dado que el número de protones y de electrones es igual a Z, entonces:

Número de protones = número de electrones = 12
Número neutrones = A – Z, entonces, 24 – 12 = 12 neutrones.

Ejercicio propuesto 2.9 **¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en los siguientes isótopos?:**

a. Z = 8 y A = 16 b. Z = 6 y A = 12 c. Z = 7 y A = 14.

En forma simplificada, el número de masa y el número atómico de un átomo se puede escribir con el respectivo símbolo, así: ${}^{A}_{Z}X$

donde X representa el símbolo del elemento. A, el número de masa y el número atómico.

Ejercicio guía 2.6 **Para cada uno de los átomos indicados, identifique el número de protones, (p^+), electrones, (e^-) y neutrones, (n). Identifique también a qué elemento pertenecen.**

a. ${}^{60}_{30}X$ b. ${}^{27}_{13}X$ c. ${}^{40}_{20}X$ d. ${}^{39}_{19}X$

Solución Según la notación: ${}^{A}_{Z}X$, en la parte superior izquierda está el número de masa, A; en la parte inferior izquierda está el número atómico, Z, que identifica al elemento, ya que es igual al número de protones o electrones.

Así,

a. como Z = 30, entonces p^+ = 30 y e^- = 30, que corresponde al elemento Zn. Número de neutrones = A – Z, entonces 60 – 30 = 30 neutrones.
b. como Z = 13, entonces, p^+ = 13 y e^- = 13, que corresponde al elemento Al. Número neutrones = A – Z; 27 – 13 = 14 neutrones.
c. como Z = 20, entonces p^+ = 20 y e^- = 20, que corresponde al elemento Ca. Número de neutrones = A – Z; 40 – 20 = 20 neutrones.
d. dado que Z = 19, entonces p^+ = 19 y e^- = 19, que corresponde al K y número neutrones = A – Z; = 39 – 19 = 20 neutrones.

Ejercicio propuesto 2.10 **Para cada uno de los siguientes átomos, identifique el número de protones (p^+), electrones (e^-) y neutrones (n). Identifique también a qué elemento pertenecen.**

a. ${}^{52}_{24}X$ b. ${}^{32}_{16}X$ c. ${}^{20}_{10}X$ d. ${}^{19}_{9}X$

Cantidad de materia. Las masas atómicas son relativas.

Como es imposible determinar directamente la masa de un solo átomo, los científicos han establecido una escala de masas atómicas relativas. Las masas atómicas actuales se basan en un patrón seleccionado arbitrariamente en 1961. Este patrón es el isótopo más abundante del carbono, el ${}^{12}_{6}C$

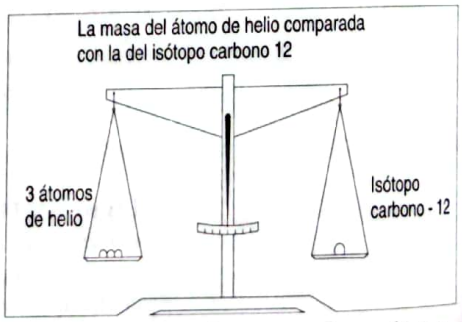


Figura 2.12 *La masa de un átomo de helio, He, es la tercera parte de la masa del ^{12}C.*

Por acuerdo internacional, a este isótopo se le asignó una masa de 12 unidades de masa atómica, uma. A partir de esto, se estableció cuántas veces son más livianos o más pesados los átomos del resto de los elementos. Por ejemplo, si en una balanza imaginaria se coloca un átomo de ^{12}C en un platillo (véase figura 2.12), se requieren tres átomos de helio para igualar los platillos. Esto significa que la masa de un átomo de helio es la tercera parte del peso de uno de ^{12}C, o sea 1/3 × 12 = 4 uma.

Scanned with CamScanner

De la misma manera, se encontró que un átomo de titanio es cuatro veces más pesado que uno de ^{12}C; por lo tanto, su masa es: $4 \times 12 = 48$ uma

Por este proceso se ha calculado la masa atómica de todos los átomos de los diferentes elementos.

La masa atómica promedio

Puesto que en la naturaleza, para muchos elementos, como se dijo, existen isótopos con porcentajes de abundancia diferentes, para calcular las masas atómicas que se encuentran en la tabla periódica se sigue el procedimiento del ejercicio guía 2.7, que se hace a partir de la masa de cada isótopo, del número total de isótopos y del porcentaje de abundancia de cada uno de ellos. Nótese que el valor de la masa atómica que aparece en la tabla es un valor promedio.

Ejercicio guía 2.7

Calcule el peso atómico del Mg, sabiendo que en la naturaleza existen tres isótopos cuyos porcentajes y masas son ^{24}Mg, 78.70%, con una masa de 23.98504 uma.; ^{25}Mg 10.13%, con una masa de 24.98584 y ^{26}Mg 11.17%, con una masa de 25.98259.

Solución

Con la masa de cada isótopo y su abundancia se calcula la contribución del isótopo al peso atómico promedio, así:

$$^{24}Mg = 23.98504 \text{ uma} \times \frac{78.70}{100} = 18.8762 \text{ uma}$$

$$^{15}Mg = 24.98584 \text{ uma} \times \frac{10.13}{100} = 2.5311 \text{ uma}$$

$$^{26}Mg = 25.98259 \text{ uma} \times \frac{11.17}{100} = 2.9023 \text{ uma}$$

$$\text{peso atómico} = 24.3096 \text{ uma}$$

Obsérvese que el peso atómico del Mg es la suma de las contribuciones de cada isótopo.

Es preciso recordar que, para un isótopo, el número de masa es el entero más cercano a la masa del isótopo. Por eso se escribe ^{24}Mg para el átomo de masa 23.98504.

rcicio propuesto 2.11

Despreciando la poca cantidad de ^{14}C que hay en la naturaleza, se puede decir que el C tiene dos isótopos con la masa y los porcentajes siguientes; ^{12}C 98.89% y masa 12.000 uma; ^{13}C 1.111% y masa 13.00335 uma. ¿Cuál es la masa o el peso atómico del carbono?

Masas moleculares

Una vez que se conocen las masas atómicas para los átomos de los diferentes elementos es posible calcular las masas moleculares, ya que las moléculas son conjuntos unitarios de átomos.

Además, se ha dicho que los elementos se combinan químicamente para dar compuestos y que los compuestos se representan por fórmulas. Conocida la fórmula de un compuesto es posible establecer la masa o peso molecular sumando las masas atómicas de cada uno de los elementos que integran la fórmula.

Ejercicio guía 2.8

Calcule la masa molecular del H_2SO_4.

Solución

Puesto que en la fórmula del ácido sulfúrico hay cuatro átomos de oxígeno, uno de azufre y dos de hidrógeno, se establece la masa total de cada elemento presente y se suman.

$$\text{Hidrógeno} = 2 \text{ átomos} \times 1.00 \text{ uma} = 2.00 \text{ uma}$$

Scanned with CamScanner

H_2SO_4 Azufre	= 1 átomo	× 32.00 uma	= 32.00 uma
Oxígeno	= 4 átomos	× 16.00 uma	= 64.00 uma
			98.00 uma

la masa molecular es

Ejercicio propuesto 2.12

Calcule la masa molecular de los siguientes compuestos:

H_2O, H_3PO_4, $MgCl_2$, $NaNO_3$.

Taller 2.2 Constitución interna de los átomos, número y masa atómica, masa molecular

Logros

- Describir la ubicación de los electrones, protones y neutrones en el átomo.
- Relacionar los electrones, los protones y los neutrones con el número atómico y con la masa atómica.
- Relacionar el estudio de los elementos y compuestos con la presencia y el uso de dichas sustancias en la vida diaria.
- Desarrollar hábitos de trabajo, en forma individual y grupal.

Conocimientos previos

- Nombre algunas partículas subatómicas.
- Nombre algunas características de los electrones, protones y neutrones.
- ¿Qué representan, en un átomo, el número atómico y la masa atómica?
- Nombre algunos elementos y compuestos de uso común en el hogar.

Procedimiento

1. Después de estudiar los temas enunciados en el título de este taller, responda las preguntas y realice los ejercicios siguientes.
   a. Escriba la masa y la carga de un electrón, un protón y un neutrón.
   b. ¿Dónde está la mayor cantidad de masa de los átomos?, ¿qué partículas determinan dicha masa?
   c. ¿Qué partículas determinan el número atómico de un elemento?
   d. Determine el número de electrones, protones y neutrones de cada uno de los diez primeros elementos de la tabla periódica.
   e. Determine el número atómico y la masa atómica de cada uno de los elementos del tercer período.
   f. Halle la masa molecular de los compuestos de fórmula: $KMnO_4$, $KClO_3$, NaCN, C_6H_6.
2. Resuelva comprensivamente los ejercicios guía y los ejercicios propuestos correspondientes a las temáticas de este taller.
3. Confronte sus resultados con los de otros compañeros y aclare sus dudas.

De lo invisible a lo visible. El concepto de mol y número de Avogadro. ¿Qué tan grande es un átomo?

Los cálculos demuestran que los átomos más grandes poseen un diámetro de sólo 5.24×10^{-8} centímetros. Por tanto, en una distancia de 1 mm cabrían cerca de 1,910,000 átomos alineados y, en un cubo de 1 cm^3, cabrían 6.950×10^{21} átomos. Esto quiere decir que un átomo es extremadamente pequeño y que, en una muestra de una sustancia, hay un gran número de átomos. (*véase* figura 2.13).

Scanned with CamScanner

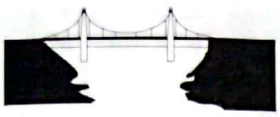


Figura 2.15 *El mol es un puente entre el mundo de los átomos y las moléculas invisibles y los gramos y moles de sustancia que se pueden ver y pesar.*

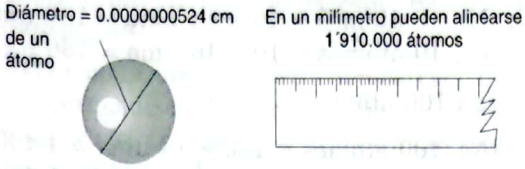


Figura 2.13 *El tamaño de los átomos es muy pequeño. Del análisis que se ha venido haciendo sobre la estructura íntima de la materia, debe estar en su mente la imagen de un átomo, un electrón, una molécula como partículas extremadamente pequeñas y que una muestra dada de materia contiene cantidades muy grandes de estas partículas.*

Es decir, existe la idea de conjunto o paquete que contiene varias unidades. Esta idea ha servido a los científicos para relacionar las partículas submicroscópicas, con las cantidades medibles y visibles de materia.

Por otra parte, en la vida diaria se usa la docena como una colección de 12 unidades, la gruesa como 144 unidades, un par como dos unidades, una centena como 100 unidades. (*Véase* figura 2.14).

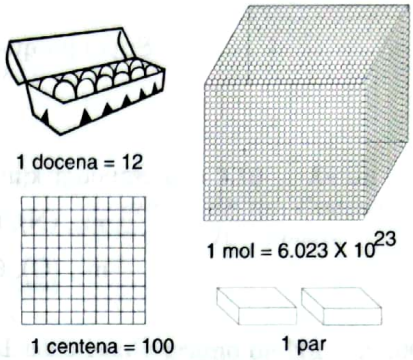


Figura 2.14 *La docena, la gruesa, la centena y el par representan paquetes con un número definido de unidades.*

El mol es un paquete de unidades, como la docena o la centena, pero, a diferencia de ellas, el número de unidades que contiene es muy grande.

$$1 \text{ mol} = 6.023 \times 10^{23} \text{ unidades}$$

Puesto que no es posible ver un átomo, una molécula, un electrón o cualquier otra partícula submicroscópica, el mol se representa como un puente entre las partículas no visibles y las cantidades de compuestos y elementos que se pueden ver y pesar. (*véase* figura 2.15).

Relaciones entre el mol y la masa de una muestra de materia

El conocimiento de cuántas partículas hay en una muestra de una sustancia dada es vital para el tratamiento de las reacciones químicas y el trabajo en el laboratorio. Por tanto, es esencial hacer un esfuerzo por entenderla.

Se sabe que los átomos de los diferentes elementos tienen una masa relativa promedio que aparece en la tabla periódica y que es diferente para cada elemento. Por ejemplo, las masas atómicas promedio de un átomo de nitrógeno son 14 y las del oxígeno, 16. Esto significa que la masa de un átomo individual de nitrógeno es 14 uma y la de oxígeno es 16 uma.

El problema que se trata de resolver ahora es cómo hacer para garantizar que, en cantidades diferentes de masa de los dos elementos, haya el mismo número de partículas, en este caso, el mismo número de átomos. El siguiente razonamiento es útil para resolverlo.

Suponga que cada una de las muestras (m_1, m_2) tiene un átomo. Entonces, la muestra de nitrógeno m_1 tiene 14 uma y la muestra de oxígeno m_2 tiene 16 uma.

m_1, (N), 1 átomo = 14 uma
m_2, (O), 1 átomo = 16 uma

Scanned with CamScanner

Suponga que cada muestra tiene 10 átomos

$$m_1, (N),\ 10 \text{ átomos} = 10 \times 14 \text{ uma} = 140 \text{ uma}$$
$$m_2, (O),\ 10 \text{ átomos} = 10 \times 16 \text{ uma} = 160 \text{ uma}$$

Suponga que se tienen 100 átomos

$$m_1, (N),\ 100 \text{ átomos} = 100 \times 14 \text{ uma} = 1{,}400 \text{ uma}$$
$$m_2, (O),\ 100 \text{ átomos} = 100 \times 16 \text{ uma} = 1{,}600 \text{ uma}$$

Suponga que en cada muestra hay 80 átomos

$$m_1, (N) = 80 \text{ átomos} = 80 \times 14 \text{ uma} = 1{,}120 \text{ uma}$$
$$m_2, (O) = 80 \text{ átomos} = 80 \times 16 \text{ uma} = 1{,}280 \text{ uma}$$

Suponga que en cada muestra hay 6.023×10^{23} átomos

$$m_1, (N),\ 6.023 \times 10^{23} \text{ átomos} = 6.023 \times 10^{23} \times 14 \text{ uma} = 8.432 \times 10^{24} \text{ uma}$$
$$m_2, (O),\ 6.023 \times 10^{23} \text{ átomos} = 6.023 \times 10^{23} \times 16 \text{ uma} = 9.636 \times 10^{24} \text{ uma}$$

En el caso 1, la razón de un átomo de N a uno de O es: $\dfrac{1 \text{ átomo N}}{1 \text{ átomo O}}$
y la razón de su masa es: $\dfrac{14 \text{ uma}}{16 \text{ uma}}$;

Repitiendo este proceso, se obtienen los datos que se presentan a continuación.

Caso	Razón de átomos	Razón de masas
1	$\dfrac{1 \text{ átomo N}}{1 \text{ átomo O}}$	$\dfrac{14 \text{ uma}}{16 \text{ uma}} = \dfrac{7}{8}$
2	$\dfrac{10 \text{ átomos N}}{10 \text{ átomos O}}$	$\dfrac{10 \times 14 \text{ uma}}{10 \times 16 \text{ uma}} = \dfrac{7}{8}$
3	$\dfrac{100 \text{ átomos N}}{100 \text{ átomos O}}$	$\dfrac{100 \times 14 \text{ uma}}{100 \times 16 \text{ uma}} = \dfrac{7}{8}$
4	$\dfrac{80 \text{ átomos N}}{80 \text{ átomos O}}$	$\dfrac{80 \times 14 \text{ uma}}{80 \times 16 \text{ uma}} = \dfrac{7}{8}$
5	$\dfrac{6.023 \times 10^{23} \text{ N}}{6.023 \times 10^{23} \text{ O}}$	$\dfrac{6.023 \times 10^{23} \times 14 \text{ uma}}{6.023 \times 10^{23} \times 14 \text{ uma}} = \dfrac{7}{8}$

Note que, independientemente de las unidades de masa, ya que éstas se cancelan, la razón de las masas de las muestras de nitrógeno y oxígeno es siempre igual a la razón de las masas atómicas dadas para los dos elementos de la tabla, siempre que el número de átomos de los dos elementos sea el mismo.

Cuando la razón de masa de dos muestras es igual a la razón de las masas atómicas dadas en la tabla para dos elementos, entonces las dos muestras tienen el mismo número de átomos.

Puesto que, según el razonamiento anterior, las unidades de masa pueden ser cualesquiera, ya que éstas se cancelan, y la unidad de masa más usada en el sistema métrico es el gramo, es conveniente definir paquetes de átomos de los elementos iguales a su masa atómica expresada en gramos. Estos paquetes se llaman *átomos gramo*. Así, un átomo gramo de N son 14 g y, un átomo gramo de O, son 16 g.

Por el razonamiento anterior, se sabe que la razón

$$\frac{14.00 \text{ g}}{16.00 \text{ g}} = \frac{7}{8}.$$

Scanned with CamScanner

Un átomo gramo de un elemento es igual a la masa atómica expresada en gramos y en él hay un mol de átomos, o sea, 6.023×10^{23} átomos del elemento.

Por tanto, en 14 g de nitrógeno hay igual número de átomos que en 16 g de oxígeno, 6.023×10^{23}. (*véase* figura 2.16).

Experimentalmente, se ha demostrado que en un átomo gramo de cualquier elemento hay 6.023×10^{23} átomos. Éste se llama el número de Avogadro y se representa por N.

1 átomo gramo = 1 mol = 6.023×10^{23} átomos = masa atómica de un elemento en gramos.

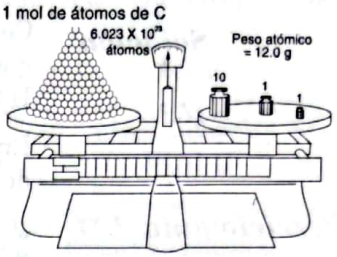


Figura 2.16 *En un átomo gramo de un elemento, hay 6.023×10^{23} átomos.*

Ejercicio guía 2.9 **¿Cuántos gramos hay en un mol de sodio y en tres moles de carbono?**

Solución

A partir de la tabla periódica, se establece que la masa atómica del sodio es 23 que, expresada en gramos, es un mol o un átomo gramo, entonces 1 mol de Na = 1 átomo gramo de Na = 23.00 g.

La masa atómica del carbono en la tabla es 12.01 que, expresada en g, es un mol de C o un átomo gramo de carbono. Así, 1 mol de C = 12.01 y, usando el método del análisis dimensional, se tiene:

$$\text{cantidades y unidades dadas} \times \frac{\text{cantidades y unidades requeridas}}{\text{cantidades y unidades dadas}} = \text{cantidades y unidades requeridas}$$

$$2 \text{ moles} \times \frac{12.01 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 24.02 \text{ g}.$$

rcicio propuesto 2.13 **La siguiente rejilla contiene información sobre átomo gramo y gramo**

1 B	2 18.99 g	3 Al	4 0.2 moles
5 10.81 g	6 3 moles	7 26.98 g	8 F

a. ¿En cuáles casillas están los pesos de un átomo gramo de los elementos representados en las casillas 1, 3, 8?
b. ¿Cuántos gramos del elemento de la casilla 8 hay en las moles de las casillas 6, 4?
c. Con la información de las casillas 1 y la 3, escriba una proposición verdadera.

El mol y las masas moleculares

Como se ha visto, las masas moleculares de los compuestos se expresan en unidades de masa atómica, uma.

Cuando las uma se expresan en gramos, se obtiene el peso de un mol de ese compuesto. Así, el peso molecular de un compuesto expresado en gramos es un mol y en ese mol existen 6.023×10^{23} mol. En adelante, se utiliza en este texto indistintamente masa molecular o peso molecular. (*véase* figura 2.17).

1 mol de un compuesto = peso molecular expresado en gramos = 6.023×10^{23} moléculas.

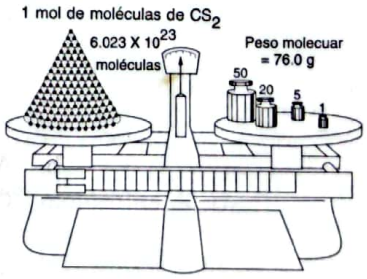


Figura 2.17 *En un mol de un compuesto, hay 6.023×10^{23} moléculas.*

Scanned with CamScanner

Ejercicio guía 2.10 **Calcule cuántos gramos hay en un mol de H_2SO_4.**

Solución Como se vio en el ejercicio guía 2.9, el peso molecular del H_2SO_4 es 98.02 uma. Dado que un mol de un compuesto es su peso molecular en gramos, entonces en un mol de H_2SO_4 hay 98.02 g.

En la práctica, estos cálculos se realizan tomando directamente las masas atómicas de los elementos de la tabla periódica en gramos y *sumándolos*.

Ejercicio guía 2.11 **¿Cuántos gramos hay en un mol de cada uno de los siguientes compuestos: H_2O, H_3PO_4 y $NaNO_3$?**

Solución Con ayuda de la tabla periódica, se calcula la cantidad en gramos de cada elemento del compuesto y se suman para obtener la masa o peso de un mol.

H_2O	hidrógeno	=	2 átomos	$= 2 \times 1.01$ g	=	2.02 g
	oxígeno	=	1 átomo	$= 1 \times 16.0$ g	=	16.00 g
	El peso de un mol de agua es					18.02 g
H_3PO_4	hidrógeno	=	3 átomos	$= 3 \times 1.01$ g	=	3.03 g
	fósforo	=	1 átomo	$= 1 \times 30.97$ g	=	30.97 g
	oxígeno	=	a átomos	$= 4 \times 16.00$ g	=	64.00 g
	El peso de un mol de H_3PO_4 es					98.00 g
$NaNO_3$						
	sodio	=	1 átomo	$= 1 \times 23$ g	=	23.00 g
	nitrógeno	=	1 átomo	$= 1 \times 14$ g	=	14.00 g
	oxígeno	=	3 átomos	$= 3 \times 16$ g	=	48.00 g
	El peso de un mol de $NaNO_3$ es					85.00 g

Ejercicio propuesto 2.14 **Calcule los pesos moleculares de los siguientes compuestos: HCl, NaCl, NaBr, Na_3PO_4.**

Ejercicio guía 2.11

a. Calcule cuántos gramos de H_2O hay en tres moles de agua.
b. Calcule cuántas moléculas de agua hay en dos moles del compuesto.

Solución Es necesario saber que un mol es el peso molecular expresado en gramos. El peso molecular del agua es 18.02 g.

a. A partir de la igualdad 1 mol = 18.02 g y del método de análisis dimensional, se tiene:

$$\begin{matrix}\text{cantidades y}\\ \text{unidades dadas}\end{matrix} \times \begin{matrix}\text{factor de}\\ \text{conversión}\end{matrix} = \begin{matrix}\text{cantidades y}\\ \text{unidades requeridas}\end{matrix}$$

$$\cancel{3 \text{ moles}} \text{ de } H_2O \times \frac{18.02 \text{ g}}{\cancel{1 \text{ mol } H_2O}} = 54.06 \text{ g}$$

b. A partir de la igualdad 1 mol de $H_2O = 6.023 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O y el método del análisis dimensional, se tiene

$$\cancel{2 \text{ moles } H_2O} \times \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas } H_2O}{\cancel{1 \text{ mol } H_2O}} = 1.2 \times 10^{24} \text{moléculas}$$

Ejercicio guía 2.13

a. ¿Cuántas moléculas del HCl hay en 60 g de HCl?
b. ¿Cuánto pesa una molécula de HCl?

Scanned with CamScanner

Solución a. Se requiere calcular el peso molecular del HCl, establecer las igualdades respectivas y aplicar el análisis dimensional.

HCl	hidrógeno	= 1 átomo = 1 × 1.01 g	=	1.01g
	cloro	= 1 átomo = 1 × 35.5 g	=	35.5g
		El peso de 1 mol de HCl es		36.51 g

A partir de las igualdades

1 mol = 36.51 g

1 mol = 6.023×10^{23} y el método del análisis dimensional, se tiene:

$$60 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.51 \text{ g HCl}} \times \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol HCl}} = 9.9 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

b. A partir de la igualdad 36.51 g = 6.023×10^{23} moléculas y análisis dimensional, se tiene

$$1 \text{ molécula HCl} \times \frac{36.51 \text{ g}}{6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas HCl}} = 6.01 \times 10^{-23} \text{ g}$$

En general, el número de moles, n, de una sustancia se calcula dividiendo el número de gramos, g, de la sustancia por la masa de 1 mol, M.

$$n = \frac{g}{M}$$

El concepto de mol y los elementos biatómicos

Algunos elementos muy importantes en química, como el oxígeno, el hidrógeno, el nitrógeno y los halógenos flúor, cloro, bromo y yodo se encuentran en la naturaleza en forma biatómica. Para ellos, es posible hablar de peso atómico y de peso molecular, peso de un átomo y peso de una molécula, peso de un átomo gramo y peso de un mol gramo. Para estos elementos, es conveniente diferenciar el símbolo como elemento y como molécula. Por ejemplo, H es hidrógeno atómico y H_2 es hidrógeno molecular. Incluso, hay elementos que se encuentran formando moléculas de más de dos átomos, como el fósforo P_4 o el azufre S_8.

Ejercicio guía 2.14

a. ¿Cuántos moles y cuántas moléculas de hidrógeno hay en 10.0 g del elemento?

b. ¿Cuántos átomos gramo y cuántos átomos hay en 6.0 g del elemento?

Solución Es fundamental saber que el hidrógeno es biatómico y, por tanto, se puede hablar de átomo y molécula, átomo gramo y peso molecular.

El peso molecular del H_2 es 2 × 1.01 = 2.01 g

Con las igualdades 1 mol H_2 = 2.02 g y 1 mol H_2 = 6.023×10^{23} moléculas de H_2 y el análisis dimensional, entonces

a. $$10.0 \text{ g } H_2 \times \frac{1 \text{ mol}}{2.02 \text{ g } H_2} = 4.95 \text{ moles } H_2$$

$$4.95 \text{ moles } H_2 \times \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol } H_2} = 3.0 \times 10^{24} \text{ moléculas de } H_2$$

b. El procedimiento es el mismo, pero las igualdades son:

1 átomo gramo H = 1.008 g y

1 átomo gramo = 6.023×10^{23} átomos, entonces

Scanned with CamScanner

$$6.0\ \text{g H} \times \frac{1\ \text{átomo gramo}}{1.008\ \text{g H}} = 5.95\ \text{átomos gramo de H}$$

$$5.95\ \text{átomos gramo H} \times \frac{6.023 \times 10^{23}\ \text{átomos}}{1\ \text{átomo gramo H}} = 3.58 \times 10^{24}\ \text{átomos}$$

Ejercicio guía 2.15

Solución

El hidrógeno es un elemento biatómico cuyo peso molecular es 2.02 g.

El ejercicio se resuelve a partir de las igualdades

$2.02\ \text{gr} = 6.023 \times 10^{23}$ moléculas y $1.01\ \text{gr} = 6.023 \times 10^{23}$ átomos y el análisis dimensional.

$$\text{peso de 1 molécula} = 1\ \text{molécula } H_2 \times \frac{2.02\ g}{6.023 \times 10^{23}\ \text{moléculas } H_2} = 3.36 \times 10^{-24}\ g$$

$$\text{peso de un átomo} = 1\ \text{átomo de H} \times \frac{1.01\ g}{6.023 \times 10^{23}\ \text{átomos de H}} = 1.67 \times 10^{-24}\ g$$

Obsérvese el valor tan pequeño, en gramos, de la molécula y del átomo del elemento más simple que se conoce. ¿Cree usted que se puede pesar?

Ejercicio propuesto 2.15

a. ¿Cuántos moles y cuántas moléculas hay en 90.0 g de oxígeno?
b. ¿Cuántos átomos gramo y cuántos átomos hay en 180 g de oxígeno?
c. ¿Cuánto pesan una molécula y un átomo de oxígeno?

Nótese que el mol se aplica tanto a los elementos como a los compuestos: para los elementos, un mol de átomos es un átomo gramo; para los compuestos, un mol de moléculas es un mol gramo o peso molecular gramo. Para evitar confusión, a pesar de esta diferenciación conceptual, en adelante en el texto se utilizará el término mol, indiscriminadamente, para átomos o moléculas. Así, un mol de aluminio significa 27 gramos y un mol de agua, 18 gramos.

Taller 2.3 Mol y número de Avogadro

Logros

- Comprender el concepto de mol, como una forma práctica de cuantificar la materia y poder, así, manejar cantidades determinadas en el laboratorio.
- Aplicar el concepto de mol, número de Avogadro y volumen molar a la resolución de ejercicios.
- Interpretar información científica relacionada con la estructura y organización de la materia.
- Cultivar la capacidad de interactuar armónicamente en grupo.

Conocimientos previos

- ¿Qué diferencias encuentra entre número atómico y masa atómica?
- Dé ejemplos en que se establezca la diferencia entre masa atómica y masa molecular.

Procedimiento

1. Después de estudiar y comprender los temas relativos a mol y número de Avogadro:
   a. Elabore una comparación entre el concepto de mol y la centena.

Scanned with CamScanner

b. ¿Cuántas unidades hay en un mol?, ¿cómo se llama a este número de unidades?

c. Establezca las relaciones existentes entre mol, número de Avogadro. Dé ejemplos.

d. Determine el número de moles presentes en 25 g de hierro, 50 g de cobre, 30 g de NaCl y 75 g de K_2SO_4.

e. Determine el número de átomos o de moléculas, según se trate de un elemento o de un compuesto, de: 100 g de oro, 250 g de plata, 65 g de trinitroglicerina, $C_3H_5(ONO_2)_3$, y 75 g de hidróxido de potasio, KOH.

f. Determine el número de moles presentes en: 5 g de H_2, 25 g de O_2, 15 g de H_2S, 35 g de C_3H_8.

2. Confronte con sus compañeros los resultados de su trabajo y aclare las dudas que hayan surgido.

2.7 Los compuestos: composición centesimal y fórmulas químicas. Fórmulas a partir de la composición centesimal

A través de la investigación química, en el mundo, a diario se están sintetizando o descubriendo en la naturaleza nuevos productos químicos. La caracterización de cada uno de estos productos implica el establecimiento de sus propiedades físicas, entre ellas, la densidad, el punto de ebullición y el punto de fusión.

El análisis cualitativo de una sustancia compuesta permite establecer cuáles son los elementos que la forman; el análisis cuantitativo permite establecer el porcentaje de cada uno de ellos.

Por otra parte, implica calcular los porcentajes por peso de cada uno de los elementos que lo conforman. Este proceso comienza con el análisis cualitativo para establecer cuáles son los elementos presentes en la nueva sustancia.

Luego del análisis cualitativo, se procede a determinar el porcentaje de cada elemento mediante el análisis cuantitativo.

A partir de la composición centesimal establecida, se procede a determinar la fórmula empírica y la fórmula verdadera del compuesto.

Ejercicio guía 2.16

Experimentalmente, se encontró que un compuesto tiene 48.0% de Zn y 52.0% de cloro. ¿Cuál es su fórmula empírica?

Solución

Los datos de porcentaje por peso significan que, por cada 100.0 g del compuesto, hay 52.0 g de cloro y 48.0 g de Zn. Con estos datos, se calcula el número de moles de cada elemento en estos gramos.

$$\text{Para el cloro} \Rightarrow 52.0\,\text{g Cl} \times \frac{1\ \text{mol}}{35.45\,\text{g Cl}} = 1.467\ \text{moles Cl}$$

$$\text{Para el Zn} \Rightarrow 48.0\,\text{g Zn} \times \frac{1\ \text{mol}}{65.38\,\text{g Zn}} = 0.734\ \text{moles Zn}$$

Ésta es la razón o relación de los átomos en una molécula y la fórmula podría escribirse $Zn_{0.734}\ Cl_{1.465}$. Sin embargo, se busca la relación de números enteros. Para obtenerla, se divide cada número de esta relación por el número menor.

$$Zn = \frac{0.734}{0.734} = 1$$

Cl =1.467 / 0.734 = 1.999 que redondeando a la segunda cifra decimal es 2; entonces, la fórmula empírica del compuesto es $ZnCl_2$

El procedimiento anterior se puede globalizar así:

$$Zn = \frac{48.0\ \text{g}}{65.38\ \text{g}} = \frac{0.734}{0.734} = 1 \qquad Cl = \frac{52.0\ \text{g}}{35.45\ \text{g}} = \frac{1.467}{0.734} = 1.999 \simeq 2$$

Scanned with CamScanner

Es importante recordar que, al dividir por el peso atómico del elemento, se está calculando el número de moles de átomos de cada elemento. Una expresión más adecuada sería calcular el número de átomos gramo de cada elemento. Sin embargo, numéricamente son iguales.

Ejercicio guía 2.17

Si se combinan 1.000 g de bismuto con 0.2727 g de flúor, calcule la fórmula empírica del compuesto.

Solución

A diferencia del ejercicio anterior, en éste no se da la composición centesimal, pero sí el número de gramos de cada elemento que reaccionan entre sí para formar una cantidad dada del compuesto.

En general, para calcular la fórmula empírica de un compuesto, lo que se requiere es conocer los gramos de cada elemento que se combinan para producir cierta cantidad de un compuesto. Casi siempre esa cantidad del compuesto es 100.0 g, como en el caso de la composición centesimal.

Con los gramos de cada elemento, se procede a calcular el número de moles de cada uno y a establecer la relación mínima de números enteros.

$$\text{Número de moles de Bi} = 1.000\,\cancel{g} \times \frac{1\ \text{mol}}{209.0\,\cancel{g}} = 0.004785 \text{ moles de Bi}$$

$$\text{Número de moles de F} = 0.2727\,\cancel{g} \times \frac{1\ \text{mol}}{19.0\,\cancel{g}} = 0.01435 \text{ moles} \simeq \text{F}$$

La relación mínima de números enteros se obtiene dividiendo por el número menor.

$$\text{Bi} = \frac{0.004785}{0.004785} = 1$$

se aproxima a

$$\text{F} = \frac{0.01435}{0.004785} = 2.999 \simeq 3$$

y la fórmula empírica es BiF_3

Nótese que, en los dos ejemplos anteriores, las aproximaciones se hacen en la tercera cifra decimal $1.999 \simeq 2$ y $2.999 \simeq 3$ y al final de los cálculos.

Una vez determinada la fórmula empírica del compuesto, se puede calcular la composición centesimal.

Ejercicio guía 2.18

El análisis cuantitativo de una muestra da como resultado 52.9% de Al y 47.1% de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

Solución

En este ejercicio, se dan las cantidades de aluminio y de oxígeno que reaccionan para producir 100.0 g del compuesto. Una vez más, se calcula el número de moles de cada elemento y se establece la relación mínima de números enteros. Es pertinente recordar que la fórmula empírica indica la relación mínima de números enteros de los átomos de un compuesto.

$$\text{Número de moles de Al} = 52.9\,\cancel{g} \times \frac{1\ \text{mol Al}}{27.0\,\cancel{g}} = 1.96 \text{ mol Al}$$

$$\text{Número de moles de O} = 47.1\,\cancel{g} \times \frac{1\ \text{mol}}{16.0\,\cancel{g}} = 2.94 \text{ mol}$$

la relación mínima de números enteros es:

$$\text{Al} = \frac{1.96}{1.96} = 1; \quad \text{O} = \frac{2.94}{1.96} = 1.5$$

Scanned with CamScanner

En este caso, la relación de átomos es 1 a 1.5. Para obtener la relación mínima de numeros enteros, se multiplica por 2 y se tiene

Al: $1 \times 2 = 2$; O: $1.5 \times 2 = 3$

así, la fórmula empírica es Al_2O_3.

Ejercicio propuesto 2.16

A partir de las siguientes composiciones porcentuales, establezca la fórmula empírica en cada caso.

a. Na, 32.85%; Al, 12.85%; F, 54.30%
b. C, 74.03%; H, 8.70%; N, 17.27%
c. S, 50.1%; O, 49.9%

Ejercicio propuesto 2.17

Con la información de la siguiente rejilla

1	2	3	4
H	5.94%	S	49.9%
5	6	7	
50.1%	O	94.06%	

a. Identifique los pares de casillas cuyos porcentajes sumen 100%.
b. Establezca combinaciones binarias entre el H y el O y entre el S y el O. Recuerde que la suma de los porcentajes debe ser 100%.
c. Indique la fórmula empírica para cada combinación anterior.

La composición centesimal de un compuesto

Con frecuencia, para cálculos químicos, se requiere conocer el porcentaje por peso de cada uno de los elementos de un compuesto. Este porcentaje se puede obtener multiplicando la fracción total de peso de un elemento por 100.

Ejercicio guía 2.19

Calcule el porcentaje de hidrógeno y de oxígeno del agua.

Solución

Para calcular el porcentaje de un elemento de un compuesto, en general, se requiere conocer el peso molecular del compuesto y la cantidad de cada elemento de esa masa. Con esas cantidades, se calcula la fracción de masa de cada elemento y se multiplica por 100.

En este caso, el peso molecular del agua es:

H_2O: hidrógeno = 2 átomos $= 2 \times 1.01$ g = 2.02 g

oxígeno = 1 átomo $= 1 \times 16.00$ g = 16.00 g

peso molecular de H_2O = 18.02 g

Estos 18.02 g están formados por 2.02 g de hidrógeno y 16.02 g de oxígeno.

Entonces,

$$\% \text{ de H} = \text{fracción de masa del H} \times 100 = \frac{2.02 \text{ g}}{18.02 \text{ g}} \times 100 = 11.2\%$$

$$\% \text{ de O} = \text{fracción de masa del O} \times 100 = \frac{16.02 \text{ g}}{18.02 \text{ g}} \times 100 = 88.8\%$$

Dado que el agua está formada solamente por hidrógeno y oxígeno, conocido el porcentaje de un elemento, el tanto por ciento del otro se puede obtener por diferencia de 100, así:

% de O = 100 – % de H = 100 – 11.2 = 88.8% o

% de H = 100 – % de O = 100 – 88.8 = 11.2%

Scanned with CamScanner

Solución Esto es válido para establecer porcentajes en compuestos binarios, o sea, los formados por dos elementos. La suma de los porcentajes de los elementos que forman un compuesto es 100.

Ejercicio guía 2.20 **Calcule el porcentaje de cada elemento del siguiente compuesto: H_3PO_4, ácido fosfórico.**

Solución El análisis del ejercicio es el mismo del anterior.

H_3PO_4	hidrógeno	= 3 átomos	= 3 × 1.01 g	= 3.03 g
	fósforo	= 1 átomo	= 1 × 31.00 g	= 31.00 g
	oxígeno	= 4 átomos	= 4 × 16.00 g	= 64.00 g
	peso molecular del H_3PO_4			98.03 g

Los 98.03 g están formados por 3.03 g de H, 31.00 g de P y 64.00 g de O, de donde los porcentajes son:

$$\% \text{ de H} = \text{fracción de masa de H} \times 100 = \frac{3.03\ \text{g}}{98.03\ \text{g}} \times 100 = 3.09\%$$

$$\% \text{ de P} = \text{fracción de masa de P} \times 100 = \frac{31.00\ \text{g}}{98.03\ \text{g}} \times 100 = 31.62\%$$

$$\% \text{ de O} = \text{fracción de óxido} = \frac{64.00\ \text{g}}{98.03\ \text{g}} \times 100 = 65.2\%$$

La suma de los porcentajes es 100.

$$\% \text{ H} + \% \text{ P} + \% \text{ O} = 3.09 + 31.62 + 65.29 = 100$$

Según la ley de las proporciones definidas, ya enunciada, cada compuesto está siempre formado por los mismos elementos y en las mismas proporciones de peso. Esto quiere decir también que, en un compuesto, su composición centesimal es constante. Por ejemplo, en el H_3PO_4, los porcentajes de H, P, y O son siempre los calculados anteriormente.

Ejercicio propuesto 2.18 **Establezca la composición centesimal, es decir, los porcentajes de cada uno de los elementos de los siguientes compuestos: C_2H_6O, $C_6H_{12}O_6$, HNO_3 y NaCl.**

Fórmulas y clases de fórmulas

Existen varias clases de fórmulas químicas: empírica o simplificada, verdadera o molecular y estructural.

Como se mencionó anteriormente, los elementos se representan por símbolos y, los compuestos, por fórmulas.

Una fórmula es la representación de un compuesto en la cual se indican los elementos que se combinan para formarlo y la relación en que lo hacen. Existen varias clases de fórmulas: empírica o simplificada, verdadera o molecular y estructural.

La fórmula empírica o simplificada de un compuesto es aquella en la cual se indica la relación más pequeña en términos de números enteros en que se encuentran los átomos de los elementos que forman el compuesto. Esta fórmula se deriva directamente de la experimentación.

La fórmula verdadera o molecular de un compuesto es aquella que indica el número real de átomos de cada elemento en una molécula. En muchos casos, la fórmula empírica de un compuesto no coincide con la fórmula verdadera. Así, por ejemplo, la fórmula

Scanned with CamScanner

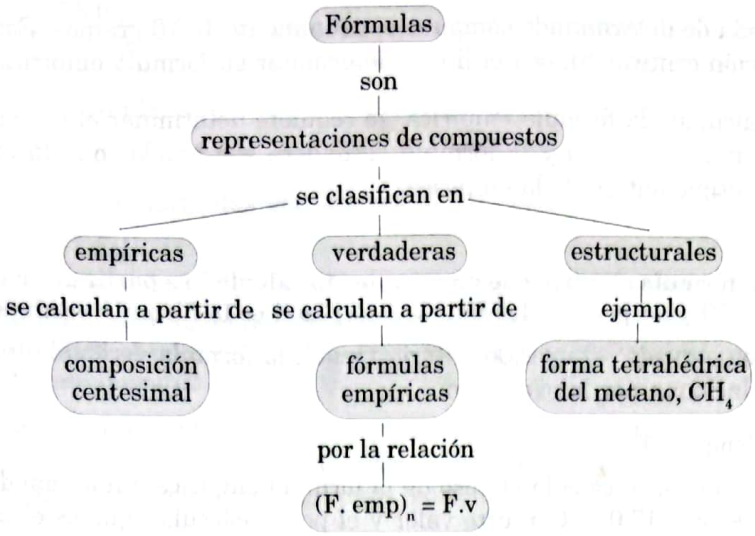


Diagrama 2.6 *Las fórmulas químicas.*

empírica del tetraóxido de dinitrógeno, N_2O_4, es NO_2; la molécula de N_2O_4, en realidad, tiene dos átomos de N por cada cuatro de oxígeno enlazados en la molécula. Ésta es la fórmula real o verdadera del compuesto, pero la relación de dos a cuatro se puede simplificar a la razón de uno a dos en el NO_2. Ésta es la relación más pequeña para los átomos de los dos elementos del compuesto. En este caso, la fórmula verdadera N_2O_4 es igual al doble de la empírica.

$(NO_2)_2 = N_2O_4$.

En general, la fórmula verdadera, F.v., de un compuesto es un múltiplo entero, ***n***, de la fórmula empírica, F. emp.

$(F.\ emp)_n = F.v.$

Ejercicio guía 2.21 **La fórmula real o verdadera del benceno es C_6H_6.**

¿Cuál es su fórmula empírica?, ¿cuántas veces se toma la empírica para obtener la verdadera?

Solución

En la fórmula verdadera, la razón del número de átomos del carbono al del hidrógeno es seis. Esto significa que, en una molécula de benceno, existen seis átomos de C unidos por enlaces químicos a seis átomos de H.

Esta relación se puede simplificar a la proporción de 1 a 1 Por tanto, la fórmula mínima es CH. Ahora,

$(CH)_n = C_6H_6$

$(13\ g)_n = 78.0\ g$; de donde $n = \dfrac{78\ g}{13\ g} = 6.0$;

Se requiere tomar seis veces la fórmula empírica para obtener la verdadera.

$(12.0\ g + 1\ g)_n = 6 \times 12 + 6 \times 1$

Ejercicio guía 2.22 **La fórmula verdadera del cloroformo es $CHCl_3$. ¿Cuál es su fórmula empírica?**

Solución

A diferencia del caso anterior, ésta es la relación mínima de átomos de la molécula. No se puede reducir más. Por tanto, la fórmula empírica es la misma fórmula verdadera.

jercicio propuesto 2.19 **Dadas las siguientes fórmulas verdaderas, establezca la fórmula empírica respectiva. ¿Cuántas veces hay que tomar la empírica para obtener la verdadera, en cada caso?**

a. C_4H_{10} b. CO_2 c. $C_6H_{12}O_6$

Cálculos de fórmulas mínimas y moleculares

Para llegar a la fórmula molecular de una sustancia, es preciso calcular experimentalmente las cantidades de los elementos que reaccionan entre sí para formar una cantidad

Scanned with CamScanner

dada de determinado compuesto, usualmente 100.0 gramos. Esto es, calcular su composición centesimal, con el fin de determinar su fórmula empírica.

Calculada la fórmula empírica, se requiere determinar el peso molecular, para ver si la fórmula empírica y la fórmula verdadera son iguales o si la fórmula verdadera es un múltiplo entero de la empírica.

Ejercicio guía 2.23

La fórmula empírica de un compuesto calculado a partir de su composición centesimal es HO y su peso molecular, 34.0 g. ¿Cuál es la fórmula verdadera?

Solución

Como quedó establecido anteriormente, la fórmula verdadera y la fórmula empírica se relacionan por la expresión

$(F.emp)_n = F.v.$

Entonces, se calcula el peso de la fórmula empírica: un átomo de H + un átomo de O = 1 + 16 = 17.0 g. Con este valor y el peso molecular, que es el peso del número real de átomos que hay en la fórmula verdadera, se despeja en la ecuación anterior:

$(17)_n = 34$ de donde, $n = \frac{34}{17} = 2$

Finalmente, se multiplican los subíndices de cada elemento de la fórmula empírica por este número, para obtener la fórmula verdadera.

$(HO)_2 = H_2O_2$

Ejercicio guía 2.24

El análisis de dos hidrocarburos diferentes dan la siguiente composición centesimal: C= 92.26%, H = 7.74%. Si los pesos moleculares de los hidrocarburos, calculados por otro método, son 26.0 g y 78.0 g, ¿cuáles son las fórmulas verdaderas?

Solución

Este ejercicio es importante, ya que permite ver que dos compuestos pueden tener la misma composición centesimal y, por tanto, la misma fórmula empírica, pero diferente fórmula molecular. Por lo demás, el ejercicio reúne los dos procesos anteriores: calcular la fórmula empírica a partir de la composición centesimal y, con base en ella, establecer la fórmula verdadera.

Número de moles de C: $92.26 \not{g}\ C \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \not{g}} = 7.68$ moles C

Número de moles de H: $7.74 \not{g}\ H \times \frac{1 \text{ mol}}{1.008 \not{g}} = 7.68$ moles H

La relación mínima de números enteros es: $C = \frac{7.68}{7.68} = 1 \quad H = \frac{7.68}{7.68} = 1.$

Así, la fórmula mínima es CH para los dos compuestos y la fórmula verdadera para cada uno de los compuestos es:

$(CH)_n$ = F.v. del compuesto 1

$(12 \text{ g} + 1 \text{ g})_n = 26.0 \text{ g}$

$(13.0 \text{ g})_n = 26.0 \text{ g}$

$n = \frac{26.0 \text{ g}}{13.0 \text{ g}} = 2$, con lo cual se establece que la fórmula verdadera del compuesto 1 es:

$(CH)_2 = C_2H_2$

$(CH)_n$ = F.V. del compuesto 2

$(13.0 \text{ g})_n = 78.0 \text{ g}$

Scanned with CamScanner

$$n = \frac{78.0\ g}{13.0\ g} = 6$$

y la fórmula verdadera del compuesto 2 es:

$(CH)_6 = C_6H_6$.

Luego, las fórmulas verdaderas de los dos hidrocarburos son

C_2H_2 y C_6H_6

Ejercicio guía 2.25

Para la obtención de 4.9721 g de un compuesto, se emplearon 3.9721 g de C y 1.000 g de H. Si el peso molecular del compuesto es 30.0 g, ¿cuál es la fórmula verdadera de tal compuesto?

Solución

En el enunciado se dan los gramos de C y de H que reaccionan para formar 4.9721 g del compuesto. A partir de estas cantidades, se obtiene la fórmula mínima y, luego, la verdadera, con ayuda del peso molecular.

$$\text{Número moles de C} = 3.9721\ \cancel{g}\ C \times \frac{1\ mol}{12.01\ \cancel{g}\ C} = 0.3307\ \text{moles C}$$

$$\text{Número moles de H} = 1.000\ \cancel{g}\ H \times \frac{1\ mol}{1.008\ \cancel{g}\ H} = 0.9921\ \text{moles H}$$

la relación mínima de números enteros es:

$$C = \frac{0.3317}{0.3317} = 1; \qquad H = \frac{0.9921}{0.3317} = 3$$

por tanto, la fórmula mínima es CH_3. La fórmula verdadera se calcula a partir de ésta, así:

$(CH_3)_n = 30.0\ g$

$(15.0\ g)_n = 30.0\ g$

$n = \frac{30.0\ \cancel{g}}{15.0\ \cancel{g}} = 2$, de donde la fórmula verdadera es $(CH_3)_2 = C_2H_6$

Ejercicio propuesto 2.20

a. Calcule la fórmula molecular de un compuesto cuyo peso molecular es 44.0 g y tiene 27.3% de C y 72.7% de oxígeno.

b. ¿Cuál es la fórmula verdadera de un compuesto formado por 45.30 g de C; 17.46 g de N y 3.80 g H, si el peso molecular del compuesto es 212.0 g?

Fórmulas estructurales

En una fórmula estructural, se presentan la distribución y la orientación de los átomos en el espacio, frecuentemente, al indicar los ángulos que se forman entre ellos. Así, por ejemplo, la estructura del metano es tetrahédrica, con el átomo de C en el centro; la molécula de BF_3 es trigonal plana, con el B en el centro del triángulo y la molécula de $BeCl_2$ es lineal. Estas estructuras se ilustran en la figura 2.18.

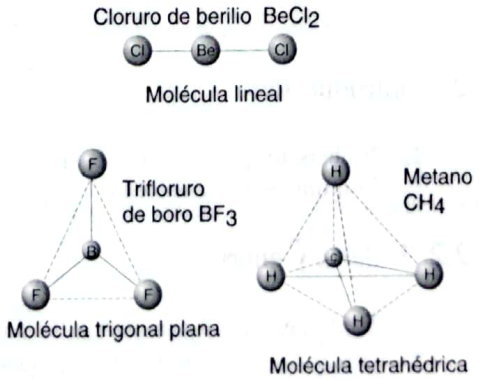


Figura 2.18. *Geometría molecular de algunos compuestos.*

Scanned with CamScanner

Taller 2.4 Composición centesimal y fórmulas químicas

Logros

- Relacionar la composición centesimal de los compuestos con la ley de las proporciones definidas.
- Calcular fórmulas empíricas y moleculares a partir de la composición centesimal de los compuestos.
- Aprender a razonar críticamente, a valorar los puntos de vista de los demás y a aceptarlos en la medida en que sean razonables.

Conocimientos previos

- Determine la composición centesimal o el porcentaje de hombres y mujeres presentes en el salón de clase o en otro grupo de personas.
- Halle la masa molecular de NaOH, $BaBr_2$ y $Ca_3(PO_4)_2$.
- Halle el porcentaje de H presente en HI, KOH y H_2CO_3.

Procedimiento

1. Estudie comprensivamente los temas de este taller, y resuelva los ejercicios guía y los ejercicios propuestos. Adopte las estrategias que mejores resultados le hayan dado.
2. Resuelva, además, los siguientes ejercicios:
   a. Halle la fórmula empírica de los compuestos que presentan la siguiente composición:
      Na = 21.6%, O = 45.1%, Cl = 33.3%
      Na = 29.11%, S = 40.51%, O = 30.38%
      Fe = 53.73%, S = 46.27%
      C = 19.35%, H = 3.23%, F = 77.42%
   b. A partir de las siguientes composiciones centesimales, establezca la respectiva fórmula empírica de cada una:
      N = 46.7%; O = 53.3%
      C = 60.0%; H = 13.4%; O = 26.5%
      Pb = 68.3%; S = 10.6%; O = 21.1%
   c. En cada uno de los siguientes casos, determine la fórmula empírica:
      5.97 g de Al se combinan con 5.28 g de oxígeno
      0.535 g de C se combinan con 0.715 g de oxígeno
   d. El peso molecular de un hidrocarburo es 84.0 g y su composición centesimal es 85.7% C y 14.3% H. ¿Cuál es su fórmula verdadera?
3. Confronte los resultados de su trabajo con los de otros compañeros y aclare dudas, si las tiene.

Autoevaluación

2.1 Introducción

1. Elabore un párrafo en el cual explique lo que usted entiende por química. Enuncie algunas aplicaciones de la química en su entorno.

2.2 Materia y energía

1. Explique, con un ejemplo, la ley de la conservación de la energía.
2. ¿En qué consiste la ley de la conservación de la materia? Dé algunos ejemplos.
3. ¿Por qué se habla de la ley de la conservación de la materia y la energía?
4. Analice la siguiente frase: "La masa y la energía son interconvertibles".

Scanned with CamScanner

2.3 Presentación de la materia en la naturaleza

1. Dé algunos ejemplos de cambios físicos y químicos.
2. Dé algunos ejemplos de materia homogénea y heterogénea.
3. ¿Qué procedimiento utilizaría para separar una mezcla de alcohol y arena?
4. ¿Cuál es la diferencia entre un compuesto y un elemento?
5. Explique, con los siguientes pares de compuestos, cómo se cumple la ley de las proporciones múltiples NO y NO_2; H_2O y H_2O_2; Na_2O y Na_2O_2.
6. Plantee un experimento que demuestre la ley de las proporciones definidas.

2.4 El lenguaje de la química

1. Explique qué elementos conforman las siguientes fórmulas y en qué proporciones
   H_2O, C_2H_6O, $K_2Cr_2O_7$, $Bi(OH)_2$, NaOH, $KMnO_4$.
2. ¿Cuáles son los nombres de los elementos cuyos símbolos son
   Bi, Mn, K, Cr, N, F.
3. Escriba los símbolos de los siguientes elementos:
   potasio, cesio, flúor, cloro, magnesio, berilio, boro y aluminio.
4. De los siguientes símbolos, ¿cuáles son correctos, cuáles incorrectos y por qué?
   Li, Al, CL, Bm C, N, Ag, AS
5. En los siguientes casos, diga cuáles son elementos, cuáles son compuestos y cuáles son mezclas.
   a. Zn; b. C_2H_2; c. N_2, O_2 y CO_2;
   d. NaCl; e. H_2O y NaBr; f. H_2SO_4.

2.5 Teoría atómica de Dalton

1. ¿Cuál es el concepto de átomo, según Dalton?
2. ¿Qué postulados de la teoría de Dalton no son válidos en la actualidad?, ¿por qué?
3. ¿Cómo explica la teoría de Dalton la ley de la conservación de la masa?

2.6 La constitución interna de los átomos

1. ¿Cuáles son las principales partículas constitutivas del átomo?
2. ¿Qué diferencias existen entre un protón y un neutrón?
3. ¿Cómo afectó a la teoría de Dalton el descubrimiento de las partículas subatómicas y de los isótopos?
4. ¿Qué es el número atómico de un elemento y cómo se representa?
5. Con base en la tabla periódica, ¿cuál es el número atómico de cada uno de los elementos
   Rb, Xe, He, Li, K, Ca, Mg?
6. Dados los siguientes valores del número atómico, ¿a qué elemento pertenecen?
   31, 32, 64, 20, 11, 6, 5.
7. ¿Qué son los isótopos?
8. ¿Cuántos protones (p^+), neutrones (n) y electrones (e^-) hay en cada uno de los siguientes isótopos?
   a. Z = 27 y A = 60 b. Z = 19 y A = 39 c. Z = 35 y A = 80
9. ¿Cuántos protones y electrones hay en cada uno de los siguientes átomos?
   a. $^{40}_{18}Ar$ b. $^{123}_{57}I$ c. $^{2}_{1}H$ d. $^{10}_{5}B$ e. $^{16}_{8}O$ f. $^{13}_{6}C$ g. $^{18}_{8}O$
10. El protio tiene una masa atómica de 1.00785 y su abundancia en la naturaleza es de 99.985%, el deuterio tiene una masa de 2.01410 y una abundancia de 0.015%. A partir de estos isótopos, calcule el peso atómico promedio de H.
11. A partir de los siguientes isótopos, calcule el peso atómico del boro.
    Un isótopo de masa 10.13 y abundancia 80.077 % y otro isótopo de masa 11.009 y abundancia 19.923%
12. A partir de los siguientes isótopos del oxígeno, calcule su peso atómico.
    isótopo 1: 15.994915 g y 99.759%; isótopo 2: 16.99914 g y 0.037%;
    isótopo 3: 17.99914 g y 0.204%

Scanned with CamScanner

13. ¿Cuántos moles hay en cada uno de los siguientes gramos de cada elemento?
    a. 5 g de Li b. 50 g de C c. 6 g de Fe d. 300 g de Be
14. ¿Cuántos gramos de cada elemento hay en los siguientes números de moles?
    a. 3 moles de C b. 0.1 moles de S c. 0.5 moles de Al
15. Calcule las masas moleculares de los siguientes compuestos:
    CH_4; HNO_3, H_2S, HCl, $AlCl_3$, Na_2SO_4, SO_2, SO_3, NaI
16. ¿Qué número de moléculas hay en las siguientes cantidades de sustancias?
    a. 0.1 mol de HCl b. 5 g de H_2O c. 100 g de SO_2
17. Calcule el número de moles de cada compuesto en los siguientes gramos de cada uno.
    a. 100 g de CH_4 b. 200 g de H_2O c. 70 g de HCl d. 90 g de SO_2
18. Calcule el número de gramos de cada compuesto en los siguientes números de moles.
    a. 0.1 mol de CO_2 b. 0.01 mol de HCl c. 0.5 moles CH_4
    d. 1 mol SO_3 e. 2 moles de CO
19. Calcule el número de moles de cada sustancia, en los siguientes casos:
    a. 60 g de Zn b. 20 g de PH_3 c. 40 g de Fe d. 30 g de H_2O_2
20. ¿Cuántos gramos hay en cada uno de los siguientes casos?
    a. 2.0 moles de H_2 b. 1 mol de H_2 c. 3 moles de Mg d. 0.1 mol de Cl_2
21. Calcule el número de moles en cada uno de los siguientes casos:
    a. 28.0 g de N_2 b. 64.0 g de O_2 c. 30.0 g de F_2
22. Calcule el número de átomos en las siguientes cantidades de elementos:
    a. 3.0 g de H b. 6.0 g de F c. 0.5 g de Cl d. 30 g de N
23. ¿Cuántos gramos de cada sustancia hay en
    a. 2.50×10^{22} moléculas de O_2 b. 5.5×10^{21} átomos de Zn
    c. 3.5×10^{23} moléculas de H_2O_2 d. 6.0×10^{23} átomos de O_2
24. Calcule el número de moles de cada sustancia, tomando los datos del ejercicio anterior.
25. Complete la siguiente tabla

Sustancia	**Nº. moles**	**Nº. átomos**	Masa en g
cloro	2		
amoníaco			10.0 g
oxígeno			3.0 g
N_2	0.3		
PH_3		**12.04×10^{23}**	

2.7 La composición centesimal y fórmulas químicas

1. En cada uno de los siguientes compuestos, calcule su composición centesimal.
   a. PH_3 b. SiO_2 c. K_2CO_3 d. ZnF_2 e. $Al_2(SO_4)_3$
2. Qué es una fórmula empírica.
3. ¿Qué es una fórmula verdadera?
4. ¿Qué relación hay entre fórmula empírica y fórmula verdadera?
5. A continuación, se presentan las fórmulas verdaderas de varios compuestos. Establezca, en cada caso, la fórmula empírica.
   C_2H_6; H_2O_2; Na_2O; C_2H_2; C_8H_{18}
6. A partir de las siguientes composiciones centesimales, establezca la respectiva fórmula empírica.
   a. C = 30.58%; H = 3.82%; O = 32.98%; Cl = 45.22%
   b. C = 24.74%; H = 4.12%; O = 32.98%; N = 14.44%; Na = 23.72%
7. En cada uno de los siguientes casos, determine la fórmula empírica:
   a. 1.00 g de S se combinan con 1.00 g de oxígeno
   b. 22.68 g de Fe se combinan con 13.02 g de S

Scanned with CamScanner

8. Si 6.66 moles de C reaccionan con 13.4 moles de H y 6.66 moles de O para formar un compuesto cuyo peso molecular es 180 g, ¿cuál es la fórmula verdadera del compuesto?
9. La fórmula empírica de un compuesto es CH. Si el peso molecular es 130 g, ¿cuál es la fórmula verdadera?
10. Calcule la fórmula verdadera a partir de las siguientes fórmulas empíricas y pesos moleculares:
    a. C_2H_5 y 58.1 g b. CH_2O y 60.0 g c. $KClO_3$ y 12.5 g
11. La nicotina es un compuesto tóxico que se encuentra en el tabaco. Su peso molecular es 162 g y su composición centesimal es C 74.0%; H 8.7%; y N 17.3%. ¿Cuál es la fórmula de la muestra?
12. El peso molecular de un compuesto es 99.0 g. Si su composición centesimal es C = 24.3%; H = 4.1%; y Cl = 71.6%, calcule la fórmula molecular.
13. La composición centesimal de una sustancia es C = 20.02%; O = 26.66%; N = 46.66%; Cl = 6.66%. Si su peso molecular es 60, ¿cuál es la fórmula verdadera?
14. Explique qué es una fórmula estructural.

Términos clave y diagramas conceptuales

Explique el significado de 5 de los términos y expresiones que aparecen en la sección Términos clave, al comienzo del capítulo.

A partir de los diagramas conceptuales del capítulo, escriba el mayor número de expresiones con sentido químico.

QUÍMICA Y AMBIENTE

El origen del universo y de los elementos químicos

Una de las teorías más aceptadas y quizá la más avanzada acerca del origen y la evolución del universo es la de la gran explosión o del "big bang" a altas temperaturas.

Según ella, toda la materia que hoy forma el universo, en el pasado remoto, hace cerca de 18,000,000.000 de años estuvo condensada en un inmenso núcleo de gran densidad y temperatura que, por alguna razón, explotó y lanzó toda esa materia en forma uniforme al espacio.

Se ha calculado que la temperatura inicial era de 1,032 K y que, un segundo después, había bajado a 1,010 K. Durante este segundo de enfriamiento, el universo se pobló de las llamadas partículas elementales con las cuales hoy los químicos están familiarizados: protones, neutrones y electrones.

Muy pronto, las condiciones apropiadas permitieron la agrupación de protones y neutrones en núcleos de deuterio y helio, con lo cual comenzó la construcción de los elementos.

Entre 100 y 500 segundos después de la explosión, se cree que todo el universo parecía una reacción nuclear en fusión, mediante la cual 25% de la masa del universo se transformó en helio y 10–3% en hidrógeno, en forma de deuterio. A partir de esta materia primitiva, se condensaron las primeras estrellas y se continuó la síntesis de los demás elementos químicos.

Esta teoría parece haber sido comprobada por A. A. Penzial y R. W. Wilson en los laboratorios Bell de los Estados Unidos en 1965, cuando detectaron los vestigios de las moribundas ondas provenientes del "big bang", mediante un poderoso radiotelescopio.

En la actualidad, se diferencian las teorías de la materia, teorías cosmológicas, de las teorías de los elementos químicos. Así, la distribución de los elementos químicos en el sistema solar y en el universo se derivan de la observación y aplicación de las leyes de la física.

El análisis de la luz emitida por las estrellas y las galaxias permite obtener datos acerca de la abundancia de algunos elementos en ellas y en el espacio interestelar. La abundancia de los elementos en los rayos cósmicos, los meteoritos y por lo menos la superficie de la Tierra y la Luna se establece por análisis directo de muestras.

Los resultados dejan ver una gran diferenciación en el sistema solar y en algunas estrellas pero, en términos generales, se percibe una sorprendente uniformidad de composición.

El hidrógeno y el helio son los elementos más abundantes en el universo: entre los dos forman casi 99.9% de todos los átomos y casi 99% de la masa del universo.

Traducido y adaptado de Chemistry of the elements. N. Greenwood and A. Eurnsharo. Ed. Pergamon Press. Oxford 1984.

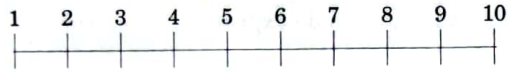
Scanned with CamScanner

PARA EL PORTAFOLIO

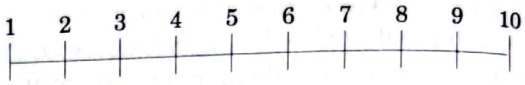
- Asigne un valor en la escala de 1 a 10 a cada uno de los siguientes aspectos. Confronte su calificación con la de otros compañeros, analice los resultados y de ser necesario proponga alternativas frente a aquellos aspectos de baja calificación:

1. Grado de aceptación por mis compañeros dentro del curso.

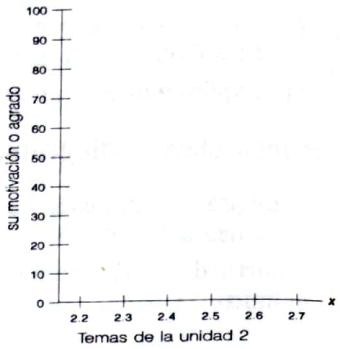
2. Tiempo que dedico al estudio frente al tiempo requerido.



3. Agrado por los temas desarrollados.



- Asigne valores a las coordenadas x, y. Grafique mediante barras. x representa los temas de la unidad, y representa su motivación por el estudio de dichos temas.



Scanned with CamScanner

Unidad 3

De la estructura atómica de Dalton a la mecánica

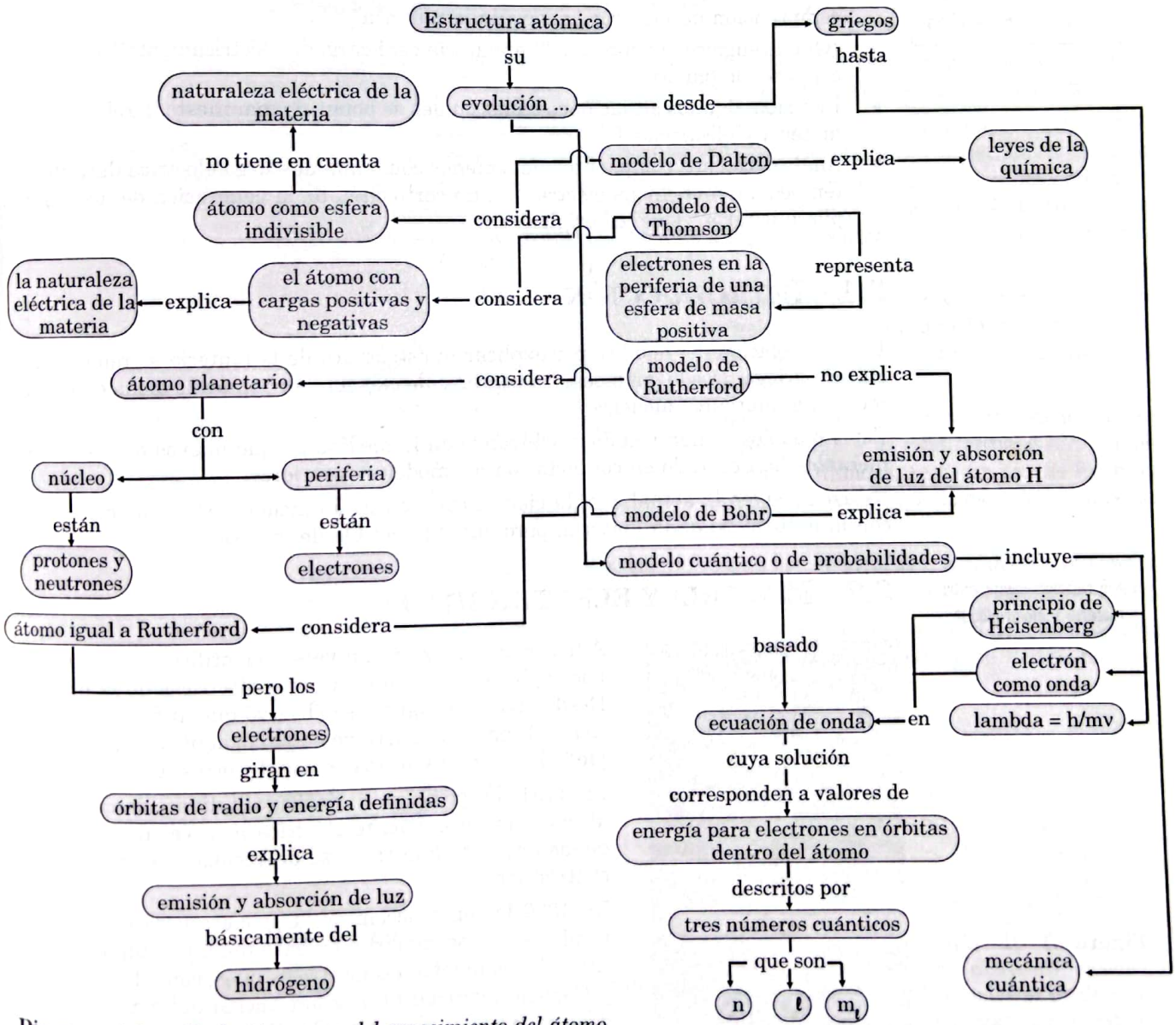


Diagrama 3.1 *Evolución acerca del conocimiento del átomo.*

Scanned with CamScanner

Términos clave

Naturaleza eléctrica de la materia, electricidad, electrólisis, rayos catódicos, propiedades de los rayos catódicos, carga y masa del electrón, partículas subatómicas, rayos canales, modelos atómicos, nivel y subnivel de energía, números cuánticos, notación espectral, orbital atómico (OA).

Logros

- Reconocer los diferentes avances acerca de la estructura atómica.
- Realizar un análisis de las limitaciones de cada modelo propuesto.
- Establecer el carácter dinámico de la química como ciencia mediante el estudio de la evolución de la teoría atómica.
- Establecer algunas relaciones entre la estructura atómica y el comportamiento de la materia.
- Explicar la estructura del átomo en términos del modelo atómico de probabilidades.
- Desarrollar la capacidad para analizar diferentes puntos de vista, de acuerdo con los diversos planteamientos de los demás, el derecho a ser escuchado y el deber de escuchar.

Conocimientos previos

- Analice la siguiente frase "El conocimiento de la estructura atómica facilita la comprensión de las propiedades de la materia".
- ¿Qué le sugiere la expresión "La materia está cargada eléctricamente"? Coméntela con sus compañeros.
- Describa algunas situaciones en las cuales se ponga de manifiesto la relación entre materia y electricidad.
- Analice, con sus compañeros, fenómenos como una descarga eléctrica durante una tempestad, una chispa eléctrica en un corto circuito, la generación de luz con una pila o batería. ¿Qué los origina?

3.1 INTRODUCCIÓN

La preocupación del hombre por explicar la estructura de la materia se remonta a la cultura griega. Desde entonces, los hombres de ciencia han explicado dicha estructura mediante diferentes modelos.

Estos modelos se han venido modificando en la medida en que nuevos hechos experimentales han entrado en conflicto con los modelos anteriores.

Es así como, en la actualidad, la ciencia cuenta con un modelo del átomo más acorde con la naturaleza de la materia, pero aún susceptible de mejorar.

¿Qué relación existe entre materia y electricidad?

3.2 MATERIA Y ELECTRICIDAD

Figura 3.1 *¿En el fenómeno ilustrado se manifiesta la relación materia-electricidad?*

A través de la historia, diversos científicos se interesaron por explicar las manifestaciones eléctricas de la materia. Desde épocas antiguas, se observó que al frotar el ámbar (resina) con una superficie de paño, aquél adquiría la propiedad de atraer trocitos de papel y otros cuerpos livianos.

En 1791, Luigi Galvani, fisiólogo italiano, descubrió que al hacer pasar corriente eléctrica a través de los nervios de las ancas de una rana, se provocaba su estiramiento y contracción.

En 1800 la construcción de la primera batería, por Alessandro Volta, se convirtió en base fundamental para el estudio de los fenómenos eléctricos pues, con ella, Nicholson y Carlisle lograron la descomposición del agua en hidrógeno y oxígeno, y, más tarde, Faraday descompuso, me-

Scanned with CamScanner

Figura 3.2 *John Dalton (1766 – 1844), maestro de escuela y autodidacta inglés, propuso como modelo del átomo una esfera indivisible.*

diante el proceso de electrólisis, otros elementos disueltos en agua.

¿Estos experimentos, entre otros que se desarrollaron por aquella época, permitan concluir que la materia es de naturaleza eléctrica?

Obviamente, si se acepta que la materia está constituida por átomos, como lo afirmaba Dalton, y ésta es de naturaleza eléctrica, un modelo atómico debe posibilitar una explicación a estas relaciones. Sin embargo, el modelo atómico, propuesto por Dalton hacia 1800 no explicaba la naturaleza eléctrica de la materia. Experimentos posteriores apoyaron la idea de que el átomo está constituido por partículas más pequeñas aún.

Figura 3.3 *Una peinilla frotada contra el cabello se carga eléctricamente y atrae a tros cuerpos.*

Descubrimiento del electrón

De la sección anterior se desprende que la electricidad está presente en los sólidos, en los líquidos y en algunas sustancias disueltas. ¿Qué sucede en el estado gaseoso?

Joseph Thomson recibió el Premio Nobel de Física, en 1906, por el descubrimiento del electrón.

Para estudiar la relación entre la electricidad y el estado gaseoso, hacia 1850, sir William Crookes empezó a experimentar con descargas eléctricas en gases dentro de tubos cerrados. A los experimentos realizados para estudiar estos fenómenos se los denominó *tubos de descarga o tubos de Crookes*. Como se muestra en la figura 3.4, un típico tubo de descarga consta de un tubo de vidrio alargado circular sellado en cada extremo, con una pieza de metal llamada electrodo.

La electricidad fluye a través de sólidos, líquidos y gases.¿La electricidad también fluye a través del cuerpo humano?

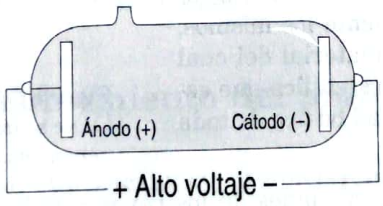


Figura 3.4 *Esquema básico de un tubo de descarga.*

Los electrodos pueden conectarse a los terminales (+) y (–) de una fuente de alto voltaje, llamados, respectivamente, ánodo y cátodo.

Cuando el voltaje se eleva por encima de los 10,000 voltios y el tubo contiene aire en pequeñas cantidades, se ve un haz de luz cuya intensidad varía según la cantidad de aire del tubo.

Si, en vez de aire, se introducen otros gases, la luz toma diferentes colores, según el gas.

Los rayos catódicos salen del cátodo y se dirigen al ánodo. Este haz se conoce con el nombre de rayos catódicos.

Cuando en un tubo de descarga se le hace vacío y se aplica una diferencia de potencial alta, se puede observar un haz de rayos que sale del cátodo y se dirige hacia el ánodo.

¿Cuáles son las propiedades de los rayos catódicos?

A pesar de que los rayos catódicos no son perceptibles a simple vista, su presencia se puede establecer colocando entre el cátodo y el ánodo una lámina metálica recubierta de sulfuro de zinc, la cual, en contacto con los rayos catódicos, emite luz (figura 3.5).

Si, en lugar de la lámina fosforescente, se usa una delgada lámina de cobre, ésta se calienta al rojo, por el impacto de los rayos catódicos, lo cual indica que los rayos poseen energía.

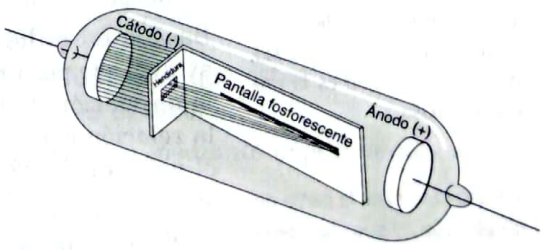


Figura 3.5 *Tubo de descarga diseñado para establecer la presencia de los rayos catódicos.*

Scanned with CamScanner

Cuando a un haz de rayos catódicos producido en un tubo de rayos Crookes provisto de una pantalla fluorescente (figura 3.6) se le acerca el polo norte de un imán, polo negativo, se observa que el rayo se aleja del polo. Al acercarle el polo sur, positivo, se observa que el rayo es atraído. Este experimento demuestra que *los rayos catódicos presentan carga negativa.*

Mediante otro experimento como el que se ilustra en la figura 3.7, en el cual se interpone en el camino de los rayos una cruz, *llamada la cruz de Malta,* se observa la proyección de la sombra de la cruz sobre el fondo del tubo. Esto indica que *los rayos catódicos se desplazan en línea recta.*

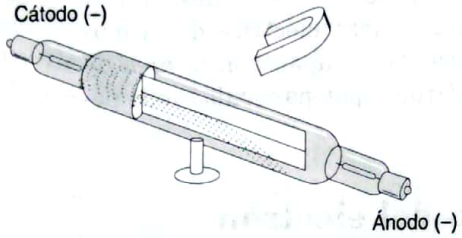


Figura 3.6 *Tubo de descarga diseñado para establecer la carga negativa de los rayos catódicos.*

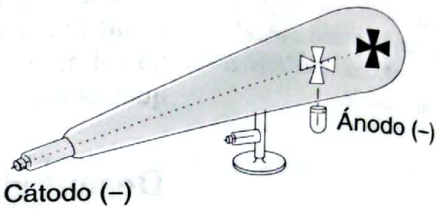


Figura 3.7 *El experimento con la cruz de Malta permite demostrar que los rayos catódicos se desplazan en línea recta.*

Como se ilustra en la figura 3.8, los rayos catódicos, al chocar contra las aspas de una pequeña rueda, *llamada molinete,* le imprimen movimiento; mediante este procedimiento se demuestra *que los rayos catódicos tienen masa.*

Los científicos han demostrado que los rayos catódicos son exactamente los mismos, independientemente del material del cual esté hecho el cátodo. Esto significa que estos rayos son una propiedad básica de toda la materia.

Los rayos catódicos son una propiedad de la materia.

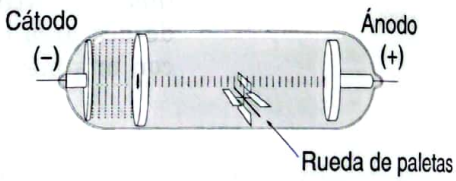


Figura 3.8 *Con el experimento del molinete se demuestra que los rayos catódicos tienen masa.*

Es posible explicar las propiedades de los rayos catódicos, antes mencionadas, considerando que el haz está formado de partículas diminutas con masa, carga negativa, alta energía y que se desplazan en línea recta desde el cátodo hacia el ánodo. Estas partículas se conocen con el nombre de electrones.

Determinación de la masa y la carga del electrón

El estudio de las propiedades anteriores de los electrones, sin embargo, no nos da respuestas a preguntas como ¿cuánta masa tiene el electrón? o ¿cuál es su carga?

La unidad electrostática, Ues, es una unidad de electricidad, así como el gramo es la unidad de masa.

Basado en el hecho de que la trayectoria de un haz de electrones se desvía al ser atravesado por un campo eléctrico o magnético, en 1897, Joseph Thomson, logró medir la desviación de la trayectoria de los rayos catódicos y establecer experimentalmente la relación carga, e, sobre masa, m, e/m, para el electrón y obtuvo, para este cociente, el valor de 5.273×10^{17} Ues/ g.

Nótese que la anterior es una ecuación matemática con dos incógnitas. Si se establece el valor de la carga, e, o de la masa, m, se puede encontrar, a partir de la ecuación, el otro valor.

Millikan determinó la carga de un electrón y, por ello, ganó el Premio Nobel de Física en 1923.

En 1909, un discípulo de Thomson, Robert Millikan, determinó experimentalmente el valor de 4.8080×10^{-10} Ues para la carga del electrón **e**.

Scanned with CamScanner

Con este valor y la relación $e/m = 5.273 \times 10^{17}$ Ues, se pudo calcular la masa del electrón.

$e = m \times 5.273 \times 10^{17}$ Ues/g, de donde: $m = \dfrac{e}{5.273 \times 10^{17}\ \text{Ues/g}}$,

remplazando e,

se tiene $\dfrac{4.8080 \times 10^{-10}\ \cancel{\text{Ues}}}{5.273 \times 10^{17}\ \cancel{\text{Ues}}/\text{g}} = 9.118 \times 10^{-28}$ g.

¿Qué relación existe entre la masa de un electrón y la de un átomo de hidrógeno?

Se conoce que el átomo más pequeño que existe es el de hidrógeno, cuya masa se puede calcular utilizando el número de Avogadro:

Ejercicio guía 3.1

Halle la masa de un átomo de hidrógeno.

Solución

Considerando que 1.00797 g de hidrógeno corresponden a la masa de 6.023×10^{23} átomos, la masa de un átomo de hidrógeno será:

$$1\ \cancel{\text{átomo de H}} \times \frac{1.00797\ \text{g H}}{6.023 \times 10^{23}\ \cancel{\text{átomos H}}} = 1.6744 \times 10^{23}\ \text{g}.$$

El número 6.023×10^{23} se conoce como el número de Avogadro y representa la cantidad de partículas que hay en 1 mol.

Si se compara la masa de un electrón (9.118×10^{-28} g) con la masa de un átomo de hidrógeno (1.6744×10^{-24} g), se establece que la masa de un átomo de hidrógeno es, aproximadamente, 1,836 veces más grande que la masa de un electrón:

$$\frac{1.6744 \times 10^{-24}\ \cancel{\text{g}}}{9.118 \times 10^{-28}\ \cancel{\text{g}}} = 1{,}836 \simeq$$

El electrón es una partícula subatómica de masa muy pequeña.

Puesto que el electrón es más pequeño que el átomo de hidrógeno, que, a su vez, es el átomo más pequeño que se conoce, y se pueden obtener electrones de cualquier muestra de materia, se concluye que el electrón es un constitutivo universal de la materia y que forma parte del átomo.

Descubrimiento del protón

El descubrimiento de los electrones, partículas negativas, condujo al estudio de las radiaciones positivas y con esto, al descubrimiento del protón.

La caracterización de los electrones, como partículas de carga negativa, sugirió a los científicos la posible existencia de partículas de carga positiva, puesto que la materia es eléctricamente neutra.

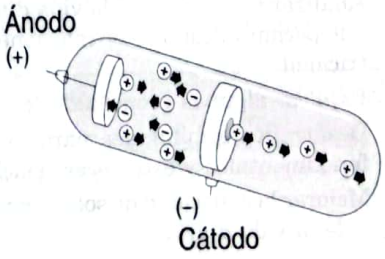


Figura 3.9 *Tubo de rayos anódicos o positivos.*

En 1886, Eugene Goldstein, al experimentar con tubos de rayos catódicos modificados, que contenían diferentes gases, descubrió cierto tipo de radiación que se dirigía hacia el cátodo (en dirección contraria a la seguida por los rayos catódicos) y podía pasar a través de un orificio hecho en él (*véase* figura 3.9). Más tarde, se concluyó que estas partículas eran de carácter positivo y provenían del gas presente en el tubo.

¿Cuáles son las propiedades de los rayos positivos o rayos canales?

La diferencia de potencial produce un haz de electrones que se dirigen del cátodo al ánodo. Estos electrones chocan con las moléculas del gas presente y producen partículas positivas que se dirigen hacia el cátodo.

Las propiedades de los rayos positivos se establecieron mediante experimentos similares a los realizados para los rayos catódicos.

Como se ilustra en la figura 3.9, se puede obtener un haz de rayos positivos bien definidos al utilizar un tubo de rayos catódicos con su cátodo perforado.

El carácter positivo de este haz se estableció al acercarle un cuerpo cargado negativamente y observar su atracción.

Scanned with CamScanner

Los estudios de la relación carga, e, a masa, m, de estas partículas permitieron concluir que el valor de esta relación no era constante, como en el caso del electrón, sino que dependía del tipo de gas presente en el tubo y que su valor era considerablemente menor que para el electrón.

El protón es una partícula subatómica de carga positiva y su masa es mayor que la del electrón.

El valor de la razón e /m, más grande, se encontró cuando el gas de llenado era hidrógeno. Para otras sustancias, como el oxígeno, el dióxido de carbono y el nitrógeno, se encontraron valores más pequeños.

Dado que el hidrógeno, como gas de llenado da, origen a la relación e /m, más alta, se considera que el ion positivo del hidrógeno, H^+, es una partícula subatómica fundamental.

A esta partícula se le dio el nombre de protón. Su carga es igual a la del electrón, 4.8080×10^{-10} Ues, pero de signo contrario.

El descubrimiento del electrón y del protón, como partículas subatómicas, hizo pensar que el átomo es divisible, en oposición al átomo indivisible de Dalton.

La masa del protón calculada es aproximadamente igual a la masa de un átomo de hidrógeno, o sea 1.67×10^{-24} g y mayor que la masa de un electrón. En contraste con el modelo atómico indivisible, propuesto por Dalton, el estudio de los rayos catódicos brindó pruebas suficientes de que los átomos son divisibles, y que los electrones y protones han de tenerse en cuenta en cualquier modelo atómico.

En la actualidad, se conocen otras partículas subatómicas y se pronostica la existencia de otras más.

Taller 3.1 Relaciones entre materia y electricidad

Logros

- Analizar fenómenos de la vida diaria y de la naturaleza, que permitan establecer relaciones entre materia y electricidad.
- Explicar algunas propiedades del electrón y del protón.
- Desarrollar habilidades para extraer ideas científicas fundamentales y establecer relaciones entre sí.
- Mejorar la capacidad de solucionar conflictos académicos y de la vida diaria.

Conocimientos previos

- Haga una descripción del relámpago.
- Explique la producción de electricidad por frotamiento, por ejemplo, al peinarse.
- Describa el electrón y el protón, teniendo en cuenta su masa, su carga y la localización en el átomo.

Procedimiento

1. Estudie detenidamente los temas que se presentan en la sección 3.2, acerca de la materia y la electricidad, el descubrimiento del electrón y del protón y sus respectivas características.
2. Elabore un cuadro resumen en el que aparezcan:
   a. Nombres de algunos hombres de ciencia, como Galvani, Volta, Nicholson y Carlisle, Faraday, quienes estudiaron la relación materia-electricidad, así como el fenómeno respectivo.
   b. Nombres de científicos como Crookes, Thomson, Millikan, Goldstein, quienes estudiaron el electrón y el protón, la descripción del experimento y las propiedades de dichas partículas.
3. Confronte el resultado de su estudio con los de otros compañeros y aclare posibles dudas existentes.
4. Con base en lo que usted ha comprendido, responda las cuatro primeras preguntas que aparecen al final de la unidad en la autoevaluación.
5. En caso de duda o dificultad para responder las preguntas formuladas en este taller, acuda nuevamente al texto o a sus apuntes, y aclárelas.

Scanned with CamScanner

3.3 THOMSON Y LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Dos hechos quedaron de las investigaciones de Thomson y Millikan: los átomos contienen electrones y son eléctricamente neutros.

De acuerdo a la teoría de Thomson, cuando se arrancaba un electrón al átomo se formaba un ión positivo, cuando se le añadía un electrón se formaba un ión negativo.

Para los científicos de 1900, al tomar como base los experimentos con rayos catódicos, rayos positivos y, en general, la relación entre materia y electricidad, era clara la necesidad de revisar el modelo atómico propuesto por Dalton.

Aunque el nuevo modelo atómico explicaba la relación materia y electricidad, faltaban las bases fundamentales de la combinación química explicada por Dalton en su teoría atómica.

El modelo propuesto por Thomson consideraba al átomo como una esfera de masa cargada positivamente y sobre la cual flotan los electrones, exactamente como se encuentran las uvas pasas o ciruelas sobre un pastel. (*véase* figura 3.10).

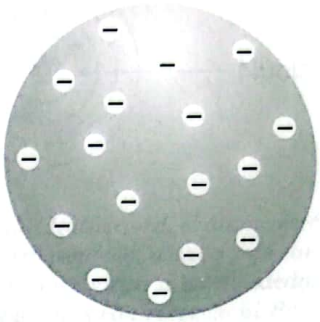


Figura 3.10 *Modelo atómico de J. J. Thomson.*

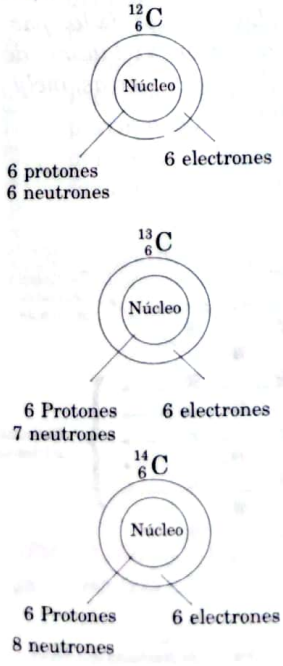
Con este modelo, los fenómenos eléctricos relacionados con los rayos catódicos y los rayos positivos podían explicarse, al suponer que, con la diferencia de potencial, los electrones se desprenden de la superficie del átomo y se aceleran hacia el ánodo. Los rayos positivos, a su vez, estarían formados por cationes, átomos o grupos de átomos que han perdido uno o varios de sus electrones y que se dirigen hacia el cátodo.

Los isótopos y el neutrón

Una partícula alfa es un núcleo de helio que consiste de dos protones y dos neutrones.

¿Qué relación existe entre el número de masa y los isótopos?

El carbono presenta tres isótopos:



La existencia del neutrón (otra partícula del átomo) fue confirmada experimentalmente por James Chadwick, en 1932, mediante el bombardeo del átomo de berilio y otros elementos con partículas alfa de alta energía. El neutrón es una partícula sin carga, con masa ligeramente mayor a la del protón.

En la actualidad, se sabe que para la totalidad de los elementos conocidos existen átomos de un mismo elemento con diferente masa, a los cuales se llama *isótopos*. Los isótopos de un elemento dado contienen el mismo número de protones y de electrones. Su masa varía porque contienen distinto número de neutrones en el núcleo.

Partícula	Neutrón No.	Protón p^+	Electrón e^-
Masa	1.675×10^{-24} g	1.674×10^{-24} g	9.118×10^{-28} g
Masa relativa	1	1	0
Carga eléctrica	sin carga	$+4.808 \times 10^{-10}$ Ues	-4.808×10^{-10} Ues
Carga relativa	0	+1	−1

Tabla 3.1 *Algunas propiedades de los electrones, protones y neutrones.*

Como se ve en la tabla 3.1, la masa del neutrón es aproximadante igual a la del protón. De otra parte las cargas del protón y de electrón son iguales pero de signo contrario.

Ejercicio propuesto 3.1

Con base en los datos de la tabla 3.1, establezca otras relaciones entre las propiedades de las partículas subatómicas mencionadas.

Scanned with CamScanner

3.4 RUTHERFORD Y EL ÁTOMO NUCLEAR

Los planteamientos desarrollados en las secciones anteriores dejan claramente una visión de un átomo divisible y formado al menos por electrones, neutrones y protones. Quedan aún sin resolver los interrogantes acerca de *cómo están situadas estas partículas en el átomo y en qué número para formar los diversos elementos.*

Una primera aproximación a responder estos interrogantes la constituye el experimento de Ernest Rutherford, discípulo de Thomson, y su equipo de investigación, en 1910.

Como se representa en la figura 3.11, este experimento consiste en bombardear con partículas alfa una lámina de oro muy delgada y observar lo que sucedía en una pantalla de centelleo. Esta pantalla consiste en una lámina metálica recubierta con sulfuro de zinc.

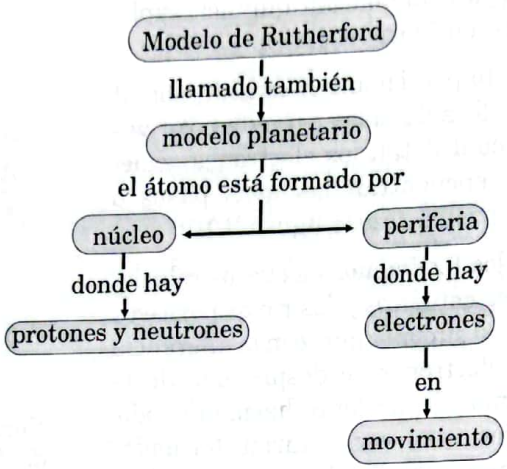


Diagrama 3.2 *El modelo de átomos de Rutherford.*

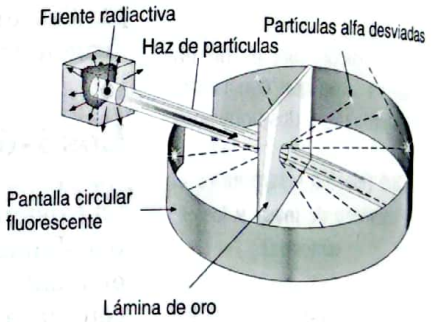


Figura 3.11 *La mayoría de las partículas alfa atravesaron la lámina de oro, algunas se desviaron y otras, incluso, se devolvieron.*

Los resultados del experimento mostraron que, si bien la mayoría de las partículas alfa atravesaban con facilidad y en línea recta la lámina de oro, algunas de ellas se desviaron de su trayectoria e, incluso, otras se devolvieron hacia la fuente. Este descubrimiento fue sorprendente. Su explicación, con base en el modelo atómico de Thomson, planteaba inquietudes: Rutherford y su equipo pensaban que si las cargas positivas y negativas realmente están distribuidas uniformemente en el átomo de oro, en este caso, como lo sugirió Thomson, es de esperarse que todas las partículas alfa atraviesen los átomos de oro en línea recta. ¿Qué causa la desviación de algunas partículas alfa?, ¿por qué otras se devuelven? (*véase* figura 3.12).

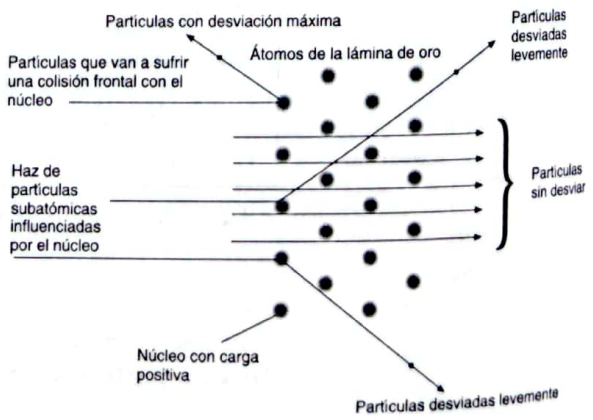


Figura 3.12 *Trayectoria de los rayos alfa al pasar por una lámina metálica.*

Ernest Rutherford

Para explicar la desviación de algunas partículas alfa y la devolución de otras, Rutherford tuvo que dejar a un lado el modelo de Thomson y su modelo atómico según el cual el átomo está constituido por un núcleo central y por electrones que simplemente giran a su alrededor. Pensó, que la razón por la cual la mayoría de las

Scanned with CamScanner

partículas que pasaron a través de la lámina de oro con poca o ninguna desviación, se debía a que entre el núcleo y los electrones hay espacio vacío.

Concluyó que el núcleo está formado por los protones y los neutrones. Por tanto, es de naturaleza positiva y allí está concentrada la mayor parte de la masa del átomo.

También explicó que algunas partículas alfa se desvían de su trayectoria porque, al pasar cerca del núcleo, sufren la repulsión de éste, que también es positivo.

Cuando las partículas van directamente al centro del núcleo, a medida que se acercan a él se van deteniendo, debido a la repulsión de fuerzas positivas, y llega un momento en el cual la partícula se devuelve siguiendo la misma trayectoria.

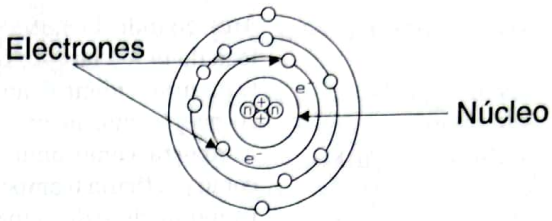


Figura 3.13 *Según Rutherford, el átomo está formado por un núcleo pequeño, pesado y de carga positiva; los electrones giran a su alrededor, como lo hacen los planetas con respecto al Sol.*

Taller 3.2 Los modelos atómicos de Thomson y Rutherford

Logros

- Comparar la estructura del átomo, según los modelos propuestos por Thomson y Rutherford.
- Reconocer y valorar que la estructura y la organización del átomo se han venido explicando y replanteando en la medida en que las investigaciones en torno de dicho campo han avanzado.
- Incrementar el trabajo grupal como una forma de compartir nuevas experiencias educativas y fomentar la ayuda entre los estudiantes que presentan algunas dificultades en el aprendizaje.

Conocimientos previos

Describa la constitución del átomo, teniendo en cuenta electrones, protones, neutrones, núcleo y periferia.

Procedimiento

1. Describa, brevemente, cómo se descubrieron los electrones, los protones y los neutrones.
2. Represente gráficamente el átomo según el modelo de Thomson y explíquelo.
3. ¿Cómo afectó a la teoría de Dalton el descubrimiento de las partículas subatómicas y de los isótopos?
4. ¿Por qué se da el nombre de "modelo planetario" al modelo atómico propuesto por Rutherford?

3.5 Relaciones materia – energía; absorción y emisión de luz. El modelo de Bohr

¿Por qué calienta la luz del sol y cómo llega a la Tierra?

Con el modelo atómico de Rutherford, se explicó la razón de las desviaciones de las partículas alfa y la ubicación de las partículas subatómicas en el átomo. Sin embargo, otros interrogantes se planteaban. ¿Por qué los átomos absorben y emiten energía cuando son expuestos a cierta intensidad de luz o a alguna otra forma de energía?

Así, cuando se calientan los sólidos, emiten una radiación con una amplia longitud de onda; ciertos metales expuestos a la luz emiten electrones desde su superficie.

Scanned with CamScanner

Comportamiento dual de la luz

La luz es materia y, como tal, toda fuente de luz es una fuente de energía. Esta energía tiene continuo movimiento. Así lo demuestran las quemaduras producidas por los rayos solares intensos o el calentamiento de los objetos expuestos a la luz del Sol.

Aun cuando la naturaleza de la luz no está totalmente identificada, se acepta que la luz se comporta como onda y como partícula (comportamiento dual de la luz).

La luz es una forma de energía radiante o electromagnética. Otras formas de energía electromagnética son las ondas de radio, los rayos infrarrojos, los rayos x y los ultravioleta. Las radiaciones electromagnéticas se consideran movimiento de campos eléctricos y magnéticos que oscilan en forma de ondas, en planos perpendiculares (*véase* figura 3.14).

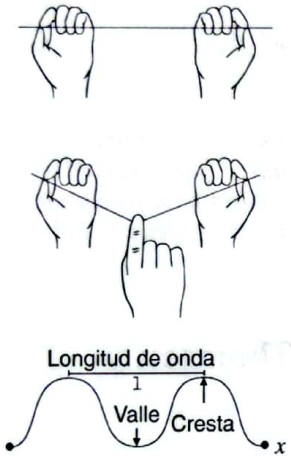


Figura 3.14 *Representación del movimiento ondulatorio.*

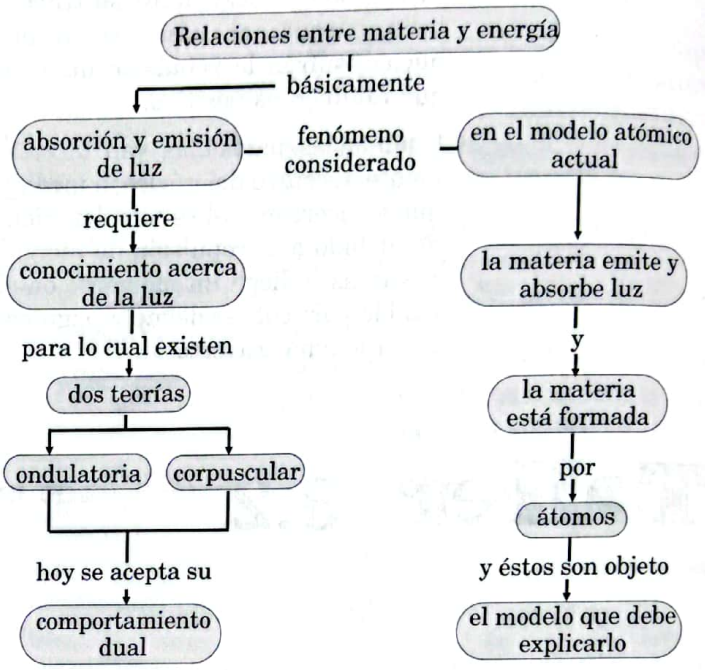


Diagrama 3.3 *Relaciones entre la materia y la energía.*

Una fuente de luz genera un haz de ondas electromagnéticas que se desplazan en el espacio. Como todo movimiento ondulatorio, las radiaciones electromagnéticas se caracterizan por tener una longitud de onda y una frecuencia.

Las radiaciones electromagnéticas tienen por componentes un campo magnético y un campo eléctrico.

La distancia entre dos crestas consecutivas corresponde a la longitud de una onda electromagnética que se representa así λ, y se llama lambda. El número de veces que esta longitud de onda pasa por un punto *x* en un segundo, se conoce con el nombre de frecuencia, ν, se lee niu y se mide en hercios.

La luz no necesita un medio para transportarse, se propaga en el espacio vacío a la velocidad de 300,000 km / s que se representa por el símbolo C.

La longitud de onda, λ, la frecuencia, ν, y la velocidad de la luz, C, están relacionadas mediante la siguiente ecuación: $C = \lambda \times \nu$

El ordenamiento de las radiaciones electromagnéticas, según la longitud de onda, se conoce con el nombre de espectro electromagnético, y se representa en la figura 3.15. Cada sustancia excitada por la luz tiene su propio espectro, el cual constituye algo así como sus huellas digitales.

El espectro de una sustancia es el conjunto de longitudes de onda que esa sustancia absorbe o emite.

En 1900, Max Planck, físico alemán, experimentó y analizó las radiaciones emitidas por sólidos sometidos a diversas temperaturas. Descubrió, con base en estos experimentos, que los átomos y las moléculas emiten energía en forma de paquetes o cuantos, únicamente en números enteros múltiplos de ciertas cantidades bien definidas. También indicó que la cantidad de energía liberada está relacionada directamente con la frecuencia de la luz emitida.

Planck recibió el Premio Nobel de Física en 1918 por su teoría cuántica.

La energía para un cuanto de energía (luz) o fotón dado se puede calcular directamente de la ecuación de Planck: $E = h\nu$, donde ν es = frecuencia, E = energía, h = constante

Scanned with CamScanner

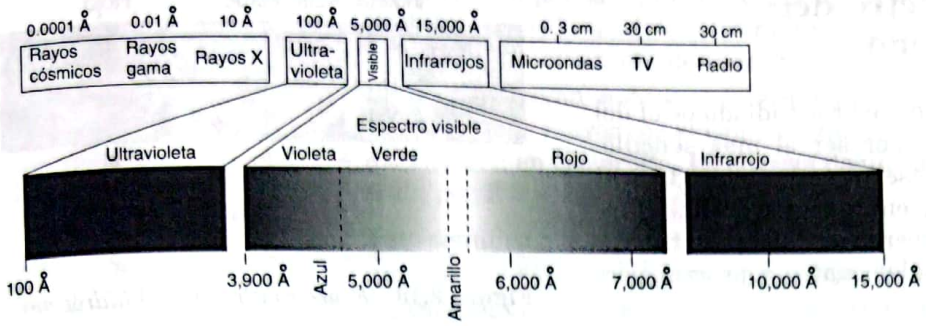


Figura 3.15 *El espectro electromagnético y la región visible.*

La región visible es solamente una parte del espectro electromagnético y comprende radiaciones cuyas longitudes de onda se extienden desde los 3,900 Å hasta los 7,000 Å. El ojo humano sólo percibe radiaciones electromagnéticas de la región visible.

de Planck, uno de cuyos valores es 6.6262×10^{-34} julios segundos o $h = 1.58 \times 10^{-34}$ calorías segundos.

Absorción y emisión de luz por la materia

Seguramente usted alguna vez ha asistido a una revista de fuegos pirotécnicos o fuegos artificiales. Los vistosos colores que se observan al quemar la pólvora se obtienen cuando con ella se mezclan compuestos de elementos como cobre, sodio, calcio o estroncio. Algunos de estos colores, incluso, se ven cuando los compuestos de estos elementos se queman en una llama: el cobre produce una llama verde; el sodio, amarilla; el calcio, un color rojo ladrillo y el estroncio, un rojo escarlata. En realidad, todo material sólido, cuando se calienta cerca de 1,600 ° C, emite luz visible.

Por otra parte, cuando la luz se desplaza a través de distintos tipos de materia, lo hace a velocidades diferentes y parte de ella es absorbida. Así, un nadador que se sumerge en el agua, cuando está cerca de la superficie percibe la luz. Sin embargo, a profundidades mayores, esto no es posible. Se dice, entonces, que el agua ha absorbido la luz.

Cuando la luz solar o la luz producida por una bombilla de tungsteno se hace pasar a través de un prisma de difracción, se produce una gama de colores conocida como espectro continuo. Este fenómeno se representa en la figura 3.16.

Como se mencionó en la sección 3.2, cuando un gas confinado en un tubo de descarga es sometido a una alta diferencia de potencial, produce un rayo de luz.

Los espectros son el resultado de la descomposición de la luz a través de un prisma. Se llama espectro discreto a las líneas características que son propias de cada elemento químico.

Si la luz producida por un elemento en estado gaseoso se hace pasar a través de un prisma de difracción, se obtiene una serie de líneas de colores diferentes que son propios de cada elemento y se conoce como espectro de líneas o espectro discreto. En la figura 3.17, se ilustra un espectro.

De la misma manera como se produce y se puede estudiar la luz emitida por la materia a través de los espectros de emisión, es factible estudiar la cantidad de luz absorbida por la materia a través de los espectros de absorción.

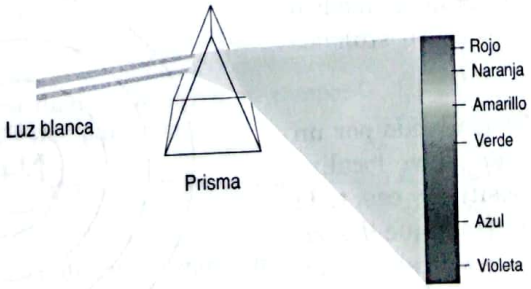


Figura 3.16 *Descomposición de la luz visible por un prisma.*

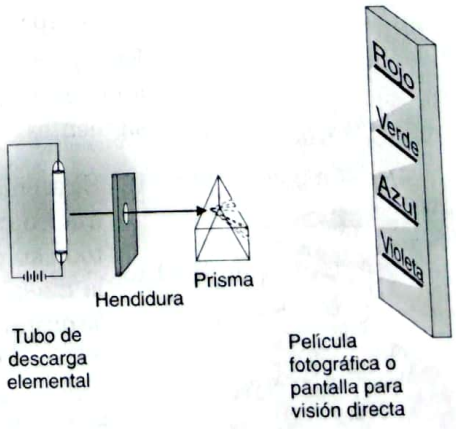


Figura 3.17 *Los elementos en estado gaseoso emiten un espectro discreto.*

Scanned with CamScanner

El espectro del hidrógeno

Puesto que la luz es producida por la materia y, ésta se compone de átomos, un modelo atómico debe explicar la forma como la materia emite y absorbe la luz.

El espectro mejor estudiado es el del hidrógeno, por ser el más sencillo. Como se observa en la figura 3.18, el hidrógeno, en la región visible, produce una serie de líneas, entre las que sobresalen cuatro: roja, azul, verde y violeta.

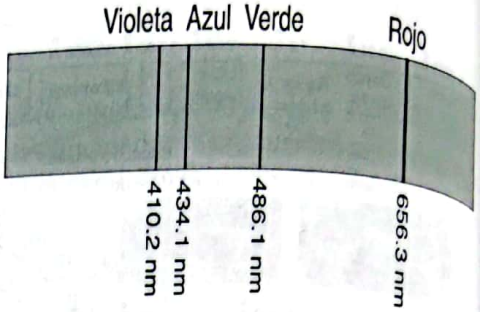


Figura 3.18 *Espectro discreto del hidrógeno.*

Teoría atómica de Bohr y su explicación de la energía radiante

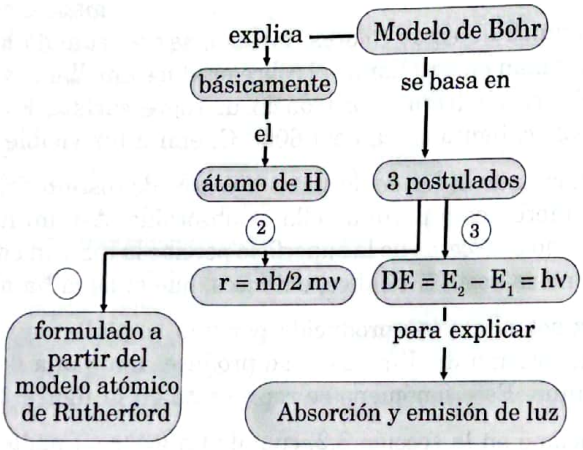


Diagrama 3.4 *El modelo atómico de Bohr.*

Quizá el logro más importante del modelo atómico de Rutherford fue el establecimiento de un átomo con dos zonas bien definidas: el núcleo y la corteza exterior casi vacía, en la cual se mueven los electrones, con gran espacio vacío entre ellas.

Sin embargo, el átomo propuesto por Rutherford no explicaba los resultados de radiación. Lo que se demostró fue que todo cuerpo cargado eléctricamente y en movimiento continuo, con cambio de dirección, emite energía. Hipotéticamente, el electrón, por ser una partícula cargada negativamente, debería emitir energía en forma de radiación electromagnética y caer al núcleo cuando gira. (*véase* figura 3.19).

Tomando como punto de partida el modelo de Rutherford, en busca de una explicación para la absorción y emisión de luz y un modelo atómico más estable, Niels Bohr en 1913 se apoyó en los descubrimientos de Planck y formuló su propio modelo del átomo, con el cual se propuso básicamente explicar el espectro de líneas del hidrógeno.

En esencia, Bohr describe el modelo atómico a través de los tres postulados siguientes:

Niels Bohr

1. El átomo está constituido por un núcleo central (donde se localiza toda su carga positiva y casi toda la masa) y *el electrón*, que *describe órbitas circulares alrededor del núcleo*. Este postulado coincide prácticamente con el modelo de Rutherford.
2. El electrón gira alrededor del núcleo siguiendo órbitas cuyo radio

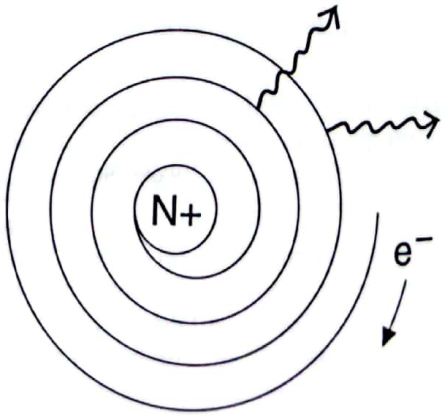


Figura 3.19 *El electrón al girar alrededor del núcleo debería perder energía y ser atraído por éste.*

Scanned with CamScanner

está definido por la siguiente ecuación: $r = nh/2\pi m \times v$ donde m = masa del electrón; v = velocidad del electrón; r = radio de la órbita; n = número entero: 1, 2, 3, 4 ...; h = constante de Planck.

El valor del radio, a su vez, determina el valor de la energía del electrón en una órbita: cuanto mayor sea el valor del radio, tanto mayor será el valor de la energía del electrón en esa órbita. La energía de un electrón en una órbita de radio, r, está dada por $E = -2\pi^2 m e^4/n^2h^2$

Esto significa que el electrón, en las órbitas cercanas al núcleo tiene menor energía que cuando está en las órbitas más lejanas.

3. Cuando el electrón se mueve en una órbita de radio definido, tiene una energía constante y no gana ni pierde energía: se dice que el electrón está en una órbita fundamental.

Cuando el electrón es excitado y pasa de una órbita permitida a otra, se produce la emisión o absorción de energía en forma de luz. En cualquier caso, la energía absorbida o emitida debe ser, como mínimo, un fotón.

Así, si E_1 es la energía del electrón en la órbita 1, y E_2 es la energía en la órbita 2, la ganancia o pérdida de energía se puede expresar como $\Delta E = E_2 - E_1 = h \times v$

donde h = constante de Planck; v = frecuencia

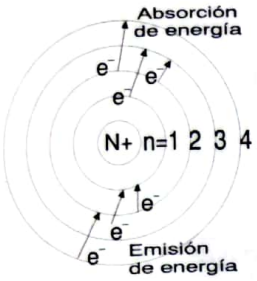


Figura 3.20 *Emisión y absorción de energía.*

Cuando el electrón pasa de orbitales internos a orbitales externos, se presenta la absorción de energía y se forma un espectro de absorción. En el caso contrario, se emite energía y se forma el espectro de emisión.

La inestabilidad del modelo atómico de Rutherford queda superada al suponer que el electrón, cuando gira en una órbita de radio permitido, no gana ni pierde energía, sino que permanece allí con una energía constante. La formación del espectro de línea del hidrógeno se explica por la transición del electrón de las órbitas de mayor energía a las órbitas de menor energía, proceso en el cual se libera energía en forma de luz.

En la figura 3.20, se representa el proceso de absorción y emisión de energía para el átomo de hidrógeno.

El razonamiento de Bohr proporciona una explicación satisfactoria para el espectro del hidrógeno y supera la inestabilidad del átomo de Rutherford. Sin embargo, resulta poco adecuado para explicar los espectros de los elementos más pesados que el hidrógeno.

Taller 3.3

Relaciones materia y energía: absorción y emisión de luz. El modelo de Bohr

Logros

- Estudiar la naturaleza dual de la luz o su comportamiento como onda y como partícula.
- Diferenciar el fenómeno de absorción y emisión de luz por la materia.
- Representar el átomo de hidrógeno según el modelo de Bohr.
- Desarrollar habilidades para la comunicación oral y escrita, mediante el estudio de la química.

Conocimientos previos

- ¿Qué es la luz?
- ¿Por qué una bombilla emite luz al activarse el circuito?
- ¿Qué conoce sobre el modelo atómico de Bohr?

Procedimiento

1. ¿Por qué se dice que la luz tiene un comportamiento dual?
2. Explique la diferencia entre absorción y emisión de luz en el átomo de hidrógeno.
3. Compare el modelo atómico de Rutherford con el de Bohr. ¿A qué se deben los principales ajustes que hizo Bohr al modelo de Rutherford?

Scanned with CamScanner

3.6 EL MODELO ATÓMICO DE LA MECÁNICA CUÁNTICA

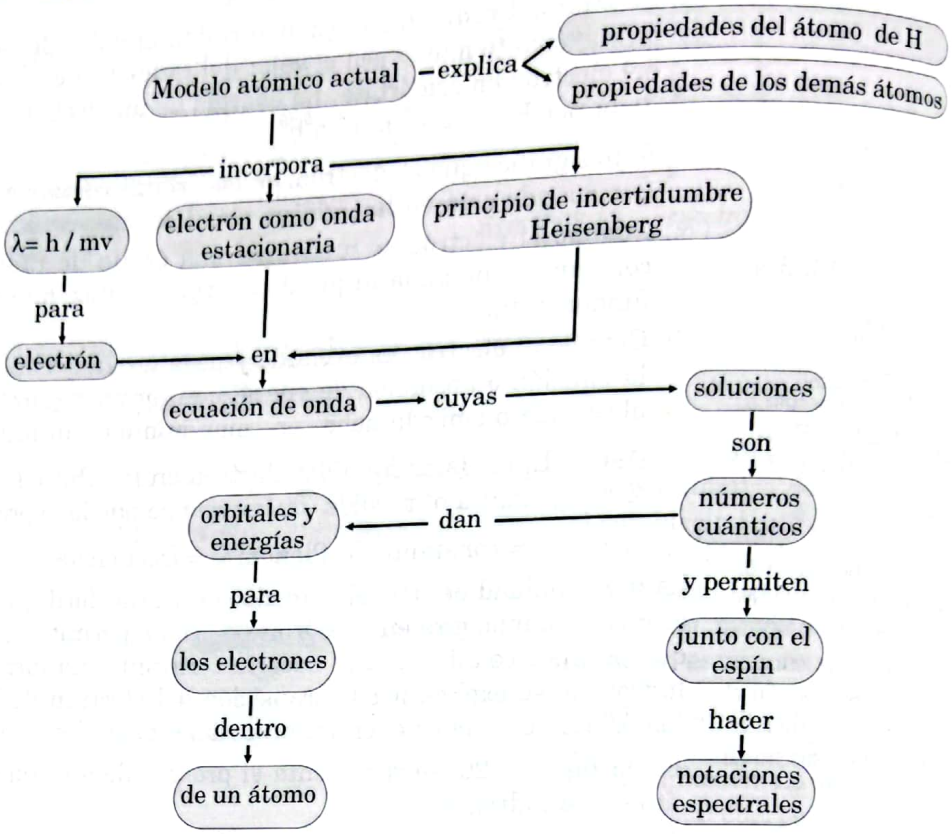


Diagrama 3.5 *El modelo de átomo actual.*

El modelo atómico de Bohr resulta esencialmente adecuado para explicar el espectro del hidrógeno que contiene sólo un electrón. Cuando se estudian los espectros con instrumentos más modernos de gran capacidad para separar líneas espectrales muy cercanas entre sí, se observa que, en realidad, las líneas de los espectros están, a su vez, formadas por varias líneas. Si, además, este estudio se lleva a cabo dentro de campos magnéticos, es posible observar que estas líneas, a su vez, están formadas por divisiones más finas, fenómeno éste que se conoce con el nombre de efecto Zeeman.

Con el modelo de Bohr, no es posible explicar la división de las líneas espectrales ni el efecto Zeeman y, tampoco, la formación de los enlaces entre los elementos para dar origen a las moléculas.

Parte de la insuficiencia del modelo de Bohr para dar explicación a los fenómenos anteriores está relacionada con el hecho de que en él se postulan caminos específicos, velocidades y energías exactos para el electrón dentro del átomo. En otras palabras en el modelo atómico de Bohr, se establecen posiciones, velocidades y energías más allá de lo que puede predecirse para una partícula tan pequeña como el electrón. Esto constituye una contradicción con el principio de incertidumbre de Heinsenberg, como se verá más adelante.

Naturaleza ondulatoria del electrón

La gran pregunta era por qué los electrones, según Bohr, están restringidos a seguir ciertos trayectos y a distancias fijas del núcleo.

Scanned with CamScanner

Louis de Broglie propuso que tanto la materia como la luz eran propiedades de onda y de partículas. Por este trabajo, recibió el Premio Nobel de Física en 1929.

En 1923, el físico francés *Louis de Broglie sugirió, en su tesis doctoral, la hipótesis de que los electrones, al igual que la luz, podían tener un comportamiento dual.* Dicho de otra manera, si para explicar algunas interacciones de la luz con la materia se requiere considerarla como onda, mientras que para otras se requiere considerarla como partícula, también sería posible establecer que el electrón tuviera un carácter ondulatorio. Recuérdese que, hasta este momento, el electrón ha venido caracterizándose como una partícula.

De Broglie argumentó que si el electrón se comporta como una onda estacionaria, entonces, se circunscribe dentro de una órbita.

Esta hipótesis fue comprobada experimentalmente en 1927, cuando se logró la difracción de un haz de luz de electrones. Es pertinente recordar que la difracción de luz es una prueba aceptada de su carácter ondulatorio.

De esta manera, De Broglie asoció al electrón una longitud de onda, λ, dada por la siguiente ecuación:

$$\lambda = \frac{h}{m \times v}$$

Esta ecuación expresa la hipótesis de De Broglie: una partícula con masa m y velocidad v puede tener una longitud de onda asociada a ella.

donde h = constante de Plank; m = la masa del electrón; v = velocidad de desplazamiento del electrón. El producto de m × v se conoce como momento del electrón.

El principio de incertidumbre de Heisenberg

En términos generales, el principio de Heisenberg establece que es imposible determinar al mismo tiempo y con precisión la velocidad y la posición de una partícula submicroscópica o de una partícula tan pequeña como el electrón.

De gran importancia en el replanteamiento de la teoría de Bohr es el principio de incertidumbre planteado por Werner Heisenberg, enunciado en 1926, quien indicó que es imposible conocer tanto la posición exacta como la velocidad de una partícula submicroscópica o un electrón al mismo tiempo.

Como ya se mencionó, en el modelo atómico de Bohr no se llega a este principio.

El electrón como onda estacionaria

El electrón describe ondas alrededor del núcleo.

Erwin Schrödinger, en 1926, desarrolló una ecuación matemática que expresaba las propiedades ondulatorias del electrón. Según tal ecuación, el electrón en el átomo se considera una onda estacionaria (*véase* figura 3.21).

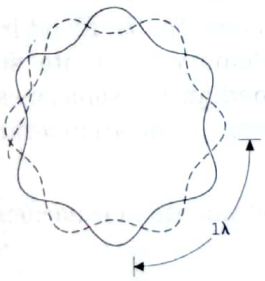


Figura 3.21 *Representación del electrón como onda estacionaria.*

Descripción del átomo según la mecánica cuántica

Cuando se combinan el principio de incertidumbre de Heisenberg, la dualidad del comportamiento del electrón en la ecuación de De Broglie y la cuantización de la energía de Bohr, resulta la teoría de la mecánica ondulatoria del átomo, que usualmente se expresa a través de la ecuación de onda de Schrödinger.

La idea fundamental aquí es que cada una de las soluciones de la ecuación de onda de Schrödinger describe un estado de energía posible para los electrones dentro del átomo.

Toda solución de esta ecuación se describe mediante tres números enteros, llamados números cuánticos.

Dado que, según el principio de incertidumbre de Heisenberg, no es posible establecer la posición exacta de un electrón dentro del átomo y sólo se habla de su probable localización, la solución de la ecuación de Schrödinger también indica las formas y las orientaciones de las distribuciones probables de los electrones.

Scanned with CamScanner

Los orbitales atómicos que se deducen de la ecuación de Schrödinger están íntimamente relacionados con los números cuánticos.

Con la ecuación de Schrödinger se pretende:

- Resaltar el hecho de que, a través del tiempo, las ideas sobre el átomo se han venido modificando hasta llegar a un modelo tan complejo como el expresado mediante la ecuación de onda, que también se conoce como modelo de probabilidades.
- Destacar que, no obstante la complejidad de la ecuación, se trata de un modelo matemático susceptible de solucionar, al igual que la ecuación de una recta, por ejemplo, o cualquier otro modelo matemático, y que sus soluciones son posibles de interpretar.

Es necesario diferenciar entre el concepto de orbital o trayectoria seguido por un electrón en el modelo de Bohr, y el concepto de orbital dentro de la mecánica cuántica. En este último caso, los orbitales están relacionados con una energía dada, cuantizada y una localización probable de los electrones de un átomo. La energía de estos orbitales corresponde a subdivisiones de las energías en los orbitales de Bohr.

En 1925, los datos experimentales con que, contaban los científicos acerca de la estructura del átomo no coincidían con los conocimientos físicos que se tenían para la época. Heisenberg había descubierto que si se determina la velocidad del electrón no se puede determinar su posición en el espacio. Si se hace esto último, entonces no es posible determinar su velocidad. De Broglie había sugerido que el electrón tenía naturaleza ondulatoria, algo que se pudo confirmar experimentalmente. Bohr, en su modelo atómico, incluía niveles energéticos para los electrones, algo que coincidía completamente con la teoría de Plank. Sin embargo, nadie podía explicar este conjunto de hechos. El estudio de la estructura atómica, prácticamente, se había paralizado.

Para la época, había un profesor austríaco en la Universidad de Zurich, llamado Erwin Schrödinger, que ofrecía la cátedra de clases de ecuaciones diferenciales, un tipo de problemas matemáticos que presenta una o varias soluciones generales las cuales, a su vez, tienen una o varias soluciones propias.

Schrödinger no era químico. Su espíritu investigador lo llevó a mantenerse al tanto de los descubrimientos que se hacían en el mundo y a enterarse de las nuevas teorías que continuamente surgían. Por esto, llegó a leer un artículo de A. Einstein, en el que se hablaba de la posibilidad de que cada movimiento en la naturaleza correspondiera a un campo ondulatorio. Esta nueva idea de que la naturaleza pudiera estar relacionada directamente con campos ondulatorios lo llevó a pensar que las líneas espectrales y demás datos acerca del electrón perfectamente podían ser nada menos que las soluciones propias a alguna ecuación diferencial, de las mismas que él enseñaba. Es decir, la idea era que se tenían en las manos las soluciones del problema y, por tanto, se debía hallar la ecuación matemática original a la cual correspondían las soluciones que se tenían. "La tarea, ahora, es al contrario –pensaba Schrödinger–, se debe empezar del final hacia el comienzo".

De esta manera, al cabo de un año, en 1926, pudo revelar completamente la ecuación:

Erwin Schrödinger

$$I\hbar \frac{\partial \psi}{\partial t} = -\frac{\hbar^2}{2m}\left\{\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2}\right\} + U\psi$$

Pero, bueno. Sucedió que se conocía la ecuación, pero nadie sabía cuál era el sentido físico, es decir, qué significaba la función psi (ψ). Sólo en 1929, Neils Bohr resolvió la adivinanza. El dijo que la función psi elevada al cuadrado (ψ^2) no es otra cosa que el lugar en el espacio en el cual existe alguna probabilidad de encontrar el electrón alrededor del núcleo; por esta interpretación, Bohr ganó el Premio Nobel en 1929.
Después de conocer la ecuación, los científicos se dieron cuenta de que no es posible desarrollarla en su totalidad para átomos con muchos electrones. La cantidad de ecua-

Scanned with CamScanner

ciones matemáticas por resolver es tal que ni aun las supercomputadoras con que contamos en la actualidad lo pueden hacer.

¿Qué hicieron entonces? Se plantearon dos situaciones diferentes. La primera, resolver la ecuación para un electrón que se encuentra en un pozo potencial. La segunda, determinar dónde se encuentran los electrones en el átomo de hidrógeno.

La cuantización de la energía. El número cuántico n

Para resolver la primera situación (*véase* figura 3.22) se tomó un solo eje de coordenadas, el x. Sobre él se representa un pozo, dentro del cual se encuentra el electrón que se mueve libremente. El pozo, por supuesto, tiene paredes. Una de ellas se ubica exactamente sobre el punto donde x vale cero. La otra pared está en otro punto, que puede tomar cualquier valor a. Dentro del pozo, la energía potencial $\psi(x)$ es cero, ya que el electrón está en movimiento. Fuera del pozo la energía potencial $\psi(x)$, es infinita (∞). De tal manera, la ecuación de Schrödinger se simplifica bastante al quedar de la siguiente manera:

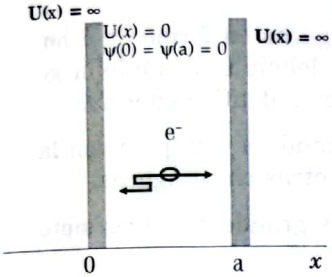


Figura 3.20 *Movimiento de electrones en el fondo de un pozo potencial.*

$$-\frac{\hbar^2}{2\,m}+\frac{d^2\,\psi\,(x)}{d\,x^2}=E\,\psi\,(x)$$

Si hacemos $k^2=\dfrac{2\,m\,E}{\hbar^2}$ tenemos la ecuación diferencial $\dfrac{d^2\,\psi\,(x)}{d\,x^2}+k^2\,\psi\,(x)=0$

para la ecuación anterior, las matemáticas han desarrollado una solución general, conocida así: $\psi(x) = A \operatorname{sen} k\,x + B \cos k\,x$

Donde A y B no pueden ser cero a un mismo tiempo.

Ahora se buscan las soluciones propias cuando $x = 0$ y cuando x = a:

$\psi(0) = A \operatorname{sen} k \times 0 + B \cos k \times 0 = B = 0$

De tal forma que el coeficiente B es igual a cero. Por esto, la segunda solución será $\psi(a) = A \operatorname{sen} k\,a = 0$

Si queremos obtener alguna solución real, debemos suponer que A es diferente de cero. De esta manera, para obtener resultados válidos *ka* debe ser igual a $n\pi$ ya que sólo en estas condiciones se cumple que el seno de *ka*, es igual a cero. Esto se puede observar si se miran, en una circunferencia, los puntos en los cuales (por trigonometría) seno es igual a cero y n representa eun número entero: 1, 2, 3... (*véase* figura 3.23).

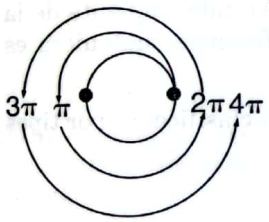


Figura 3.23 *Puntos donde el seno es igual a cero.*

Se observa, entonces, que sólo se presentan soluciones válidas para la ecuación cuando n toma valores enteros desde 1 hasta infinito. De tal manera que:

$$k^2=\frac{2\,mE}{\hbar^2}=\frac{n^2\,\pi^2}{a^2}$$

Despejando E para un valor cualquiera de n, se tiene: $E_n=\dfrac{\pi^2\,\hbar^2}{2\,ma^2}\times n^2$

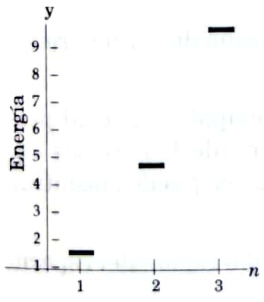


Figura 3.24 *Niveles energéticos de un electrón en el fondo de un Pozo potencial.*

Nótese que E, en efecto, depende directamente de un valor entero n.

En la figura 3.24 se observa no una línea continua sino apenas un punto (que se ha estirado un poco en la gráfica para observarlo mejor) en cada valor de n. Además, la energía (eje y) aumenta con el incremento de n.

De esta manera quedó demostrado que la energía del electrón puede tomar sólo determinados valores discretos, es decir, que está cuantizada. Estos valores forman un sistema de niveles energéticos indicados por el número cuántico n.

Scanned with CamScanner

Es preciso destacar que, en las condiciones iniciales del problema, en ningún momento se planteó la cuantización de la energía. Esto fue resultado de la solución de la ecuación.

Los orbitales atómicos (OA)

En la segunda fase se resolvió la ecuación de Schrödinger para un átomo de hidrógeno, el más sencillo que hay en la naturaleza ya que incluye sólo un protón y un electrón. Por una serie de operaciones, parecidas a las de la primera fase, se encontró una sola solución propia cuando

$n = 1$, cuatro cuando $n = 2$, nueve cuando $n = 3$ y dieciséis cuando $n = 4$.

Pero estas soluciones presentan algunas semejanzas y diferencias entre sí. (*véase* figura 3.25).

Cuando $n = 1$, existe una solución. El cuadrado de ésta, según la interpretación de Bohr, nos da una esfera.

Cuando $n = 2$, existen cuatro soluciones. Una esfera y tres figuras en forma de ocho, de igual tamaño pero de diferente orientación: una a lo largo del eje x, otra a lo largo del eje y y otra a lo largo del eje z, las últimas tres de ellas con idéntica energía.

Cuando $n = 3$, existen nueve, las mismas que se obtienen cuando $n = 2$, pero con la diferencia de que son ahora más grandes. Además, aparecen otras cinco figuras.

Cuando $n = 4$, vemos las mismas figuras de $n = 3$ (pero más grandes) y otras siete figuras.

Observe que, a medida que aumenta de nivel (n), la energía (E) es mayor.

En la columna derecha de la figura 3.26 se presenta el modelo de barras que será muy útil al tratar la notación espectral.

A cada una de las figuras se la conoce como orbital atómico (OA) independiente de la figura que sea o de la energía que posea. Es decir, una circunferencia cualquiera es un OA y, un ocho cualquiera, también es un OA.

Además de esto, como algunos OA tienen energía idéntica, fueron clasificados por tipos *s*, *p*, *d* y *f*.

Números cuánticos

Como se mencionó en la sección anterior, los estados de energía posibles para los electrones de un átomo se describen con los números cuánticos.

Con base en los números cuánticos, se puede establecer la organización de los electrones dentro de cualquier átomo, o su configuración electrónica.

El número cuántico principal, n, describe el nivel de energía principal en el cual probablemente se encuentra un electrón y correspondería a cada una de las órbitas sugeridas por el modelo atómico de Bohr. El número de electrones que se puede encontrar en cada nivel se calcula mediante la expresión $2\ n^2$.

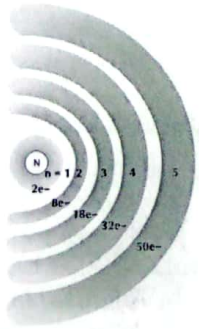
El número cuántico azimutal, ℓ, indica la forma del subnivel orbital o región del espacio donde es posible localizar un electrón.

En cada nivel de energía, n, ℓ puede tomar valores desde 0 hasta $n - 1$, inclusive.

$\ell = 0, 1, 2, 3, \ldots\ldots n - 1$

Nótese que:

- El valor máximo de ℓ es $n - 1$



Máximo número de electrones por nivel de energía, de acuerdo con la expresión 2 n^2.

Scanned with CamScanner

Es frecuente utilizar las letras s, p, d y f para indicar los valores de los subniveles de energía o número cuántico ℓ.

De esta manera, cada letra representa un tipo de subnivel u orbital.

Para el primer nivel de energía, o sea cuando $n = 1$, el valor máximo de ℓ, es cero: $\ell = 0$. Esto significa que, en este nivel, sólo existe un subnivel, el s.

Para $n = 2$, el segundo nivel de energía, los valores posibles de ℓ son 0, y, 1. Esto significa que en el nivel $n = 2$ hay dos subniveles; $\ell = s, p$. Para $n = 3$, tercer nivel de energía, los valores posibles de ℓ son: 0, 1, 2. Esto significa que en el nivel $n = 3$ hay tres subniveles: s, p, d.

Ejercicio propuesto 3.2

Calcule los valores posibles de ℓ, cuando $n = 4$ y establezca cuántos subniveles le corresponden.

El campo eléctrico está orientado en la misma dirección de la partícula con carga eléctrica.

El número cuántico magnético, m_ℓ, describe la orientación de cada orbital o subnivel en el espacio.

Para cada subnivel, m_ℓ puede tomar valores que van desde $-\ell$, hasta $+\ell$, incluyendo el cero.

$$m_\ell = -\ell, \ldots\ldots, 0, \ldots\ldots + \ell$$

Obsérvese que cada valor de ℓ determina el número de valores de m_ℓ.

Así, por ejemplo:

si $\ell = 0$ entonces $m_\ell = 0$, lo cual indica que, para el subnivel s, hay solo un valor de $m\ell$.

Si $\ell = 1$, entonces $m_\ell = -1, 0, +1$; lo cual indica que, para el subnivel p, los tres valores de m_ℓ $(-1, 0, +1)$ corresponden a tres orientaciones de los orbitales en el espacio: x, y, z.

El número cuántico espín, s, se relaciona con el sentido de giro del electrón sobre su eje. Una carga que gira generará un campo magnético.

Los dos electrones que ocupan un mismo orbital se diferencian en el espín o giro.

Una carga eléctrica en movimiento genera un campo magnético perpendicular a su campo eléctrico. Este campo magnético puede girar en el sentido de las manecillas del reloj, y su espín es igual a + 1/2 o en el sentido contrario a las manecillas del reloj y su espín será – 1/2.

+ 1 / 2 cuando el campo magnético sigue la orientación en el sentido de las manecillas del reloj y
– 1 / 2 cuando el campo magnético sigue la orientación contraria.

Número del nivel de energía principal

$1\ s^2$

Subnivel u orbital

La forma de los orbitales atómicos

Como se mencionó antes, el valor del número cuántico azimutal, ℓ, indica la forma de cada orbital particular o subnivel, así:

si $\ell = 0$, la región del espacio es esférica y se representa por la letra s.

Si $\ell = 1$, la región del espacio presenta dos lóbulos, orientados en cada uno de los tres ejes: x, y, z.

En la figura 3.25, se representan las orientaciones espaciales de los orbitales s, p, d.

Distribución de los electrones en el átomo

¿Cómo están distribuidos los electrones de un átomo entre sus niveles

Con los conceptos de niveles, subniveles y orbitales establecidos anteriormente se puede elaborar la configuración electrónica de los elementos.

Scanned with CamScanner

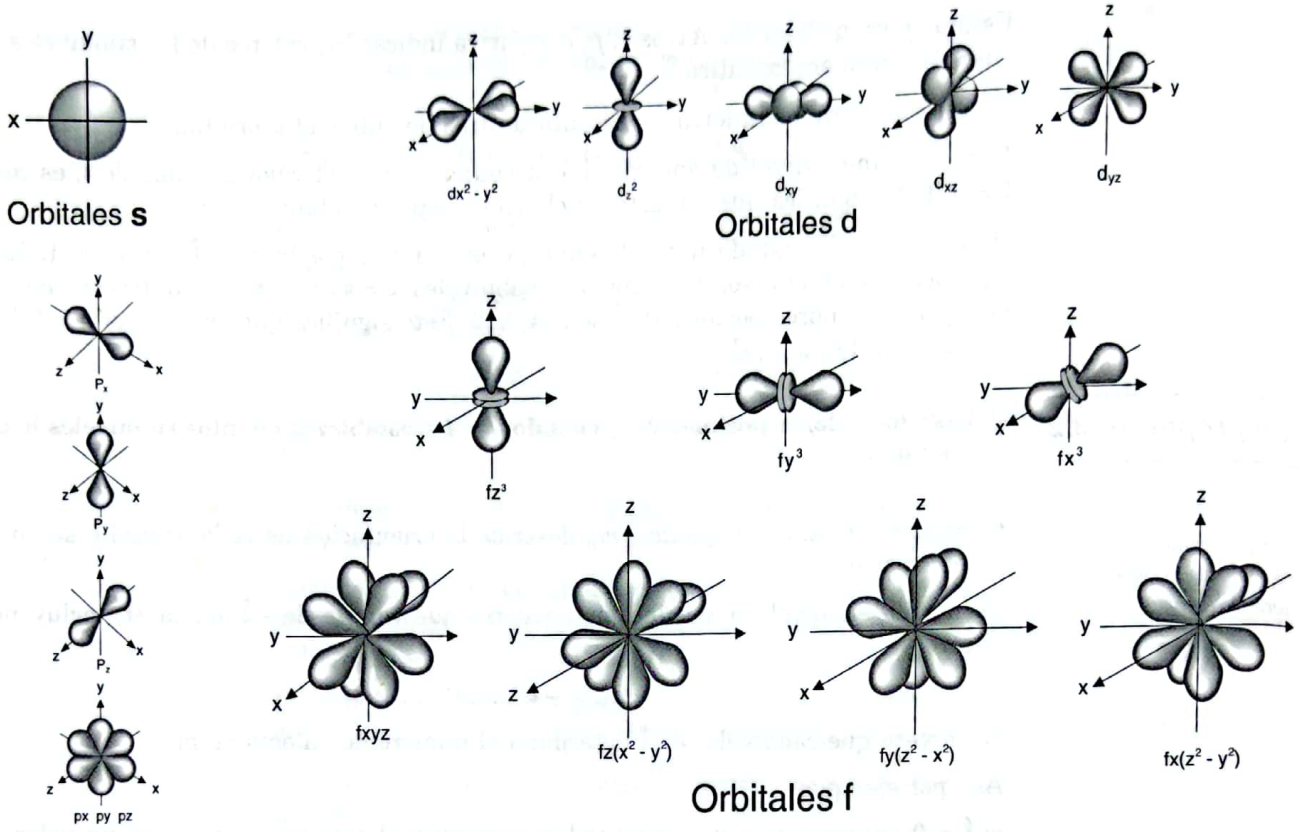


Figura 3.25 *Forma y orientación espaciales de los orbitales s, p, d y f.*

Para tal efecto, usualmente se adopta la notación abreviada nx^y, donde: n representa el número cuántico principal; x corresponde a los orbitales en términos de las letras s, p, d, f; y, corresponde al número de electrones en cada orbital.

Así, la notación $1s^2$ significa que existen dos electrones en el orbital s del nivel $n = 1$.

Esta notación también puede escribirse así: $\overset{\uparrow\downarrow}{1s^2}$, en este tipo de notaciones, la dirección de las flechas indica el giro o espín del electrón. Así, en la notación anterior, se indican los electrones con espines opuestos (*véase* tabla 3.2).

Formas de presentar notaciones espectrales

Existen, en la actualidad, varias formas de presentar las notaciones espectrales de los elementos, como se ilustran en la tabla 3.2.

La distribución de los electrones de un elemento que se obtiene por el proceso anterior se conoce como *configuración electrónica* de ese elemento. Para escribir la configuración electrónica de los elementos, se deben tener en cuenta tres principios básicos que determinan a qué subnivel debe asignarse un electrón:

1. Los electrones se localizan, primero, en el subnivel de más baja energía.

   Como se ilustra en la figura 3.26, el mismo orden de energía de los subniveles no es necesariamente el orden de energía de los niveles. A partir del nivel tres, se presenta una anteposición de los subniveles del nivel de mayor energía en relación con algunos de los subniveles del nivel de menor energía. En el caso concreto, el 4s tiene menor energía que el 3d, y el 5s tiene menor energía que los subniveles 4d y 4f.

Scanned with CamScanner

Aumento de energía	Elemento	Número atómico, Z	Notación espectral con barras	Representación gráfica	Representación abreviada
↑	Nitrógeno	7	2 px ↑ 2 py ↑ 2 pz ↑ ; 2s ↑↓ ; 1s ↑↓		$1s^2 2s^2 2p^3$
	Carbono	6	2px ↑ 2py ↑ 2pz ; 2s ↑↓ ; 1s ↑↓		$1s^2 2s^2 2p^2$
	Boro	5	2px ↑ 2py 2pz ; 2s ↑↓ ; 1s ↑↓		$1s^2 2s^2 2p^1$
	Berilio	4	2s ↑↓ ; 1s ↑↓		$1s^2 2s^2$
	Litio	3	2s ↑ ; 1s ↑↓		$1s^2 2s^1$
	Helio	2	1s ↑↓		$1s^2$
	Hidrógeno	1	1s ↑		$1s^1$

Tabla 3.2 *Formas de representar las notaciones espectrales de los elementos.*

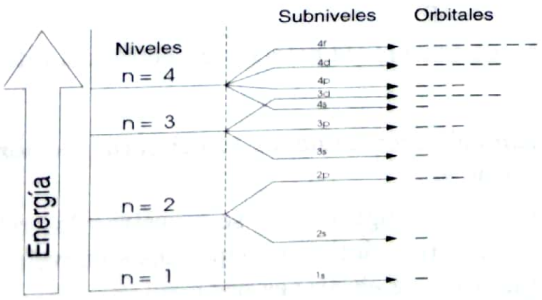


Figura 3.26 *Diagrama de algunos niveles energéticos con los respectivos subniveles.*

A partir de un diagrama de niveles energéticos como el anterior, es posible obtener el orden de los subniveles para la ubicación de los electrones, de menor a mayor, según su energía, así:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5p.

Dado que este ordenamiento se requiere siempre, al hacer notaciones

Scanned with CamScanner

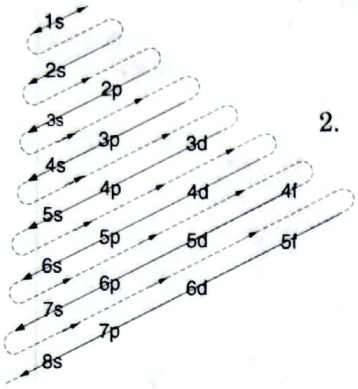


Figura 3.27 *Secuencia de los subniveles de energía.*

espectrales, en lugar de aprenderlo de memoria o hacer el diagrama de la figura 3.26 a todo momento, se ha ideado, como ayuda para recordar el orden de energía de los subniveles, la secuencia que se presenta en la figura 3.27.

La flecha indica el orden que se debe seguir.

2. El principio de exclusión de Pauli.

   Con él se regula la cantidad de electrones dentro de un mismo subnivel. Según él, en un átomo dado no pueden existir dos electrones con todos los cuatro números cuánticos iguales. Esto se debe a que el espín tiene sólo dos valores + 1 / 2 o – 1 / 2.

   Significa, entonces, que en un orbital atómico pueden existir máximo dos electrones, siempre y cuando el espín sea diferente.

   Por ejemplo, cada orbital *p* tiene tres orientaciones y, en cada una, sólo pueden encontrarse dos e^-; cada orbital *d* tiene cinco orientaciones y, en cada una, sólo pueden encontrarse 2 e^-. De esto se desprende que, en los orbitales *p*, se pueden situar hasta 6 e^- y en *d* hasta 10.

3. La regla de la multiplicidad máxima de Hund.

   Al llenar orbitales de igual energía, por ejemplo los tres orbitales *p*, los cinco orbitales *d*, o los siete orbitales *f*, los electrones se distribuyen, siempre que sea posible, con sus espines paralelos, es decir, cuando se llenan orbitales isoenergéticos. No hay apareamiento de electrones mientras cada uno de los orbitales no tenga un electrón.

   Una ilustración de esta regla se presenta al hacer la distribución electrónica del nitrógeno, en el siguiente ejercicio.

Ejercicio guía 3.2 **Realice la notación espectral para el nitrógeno, Z = 7, que sirve para ilustrar la multiplicidad máxima de Hund, por cuanto implica la ubicación de tres electrones en los tres orbitales px, py, y pz, que son isoenergéticos.**

Solución

Los dos primeros electrones se ubican en el subnivel 1s, los dos siguientes en el 2s, con lo cual se tienen distribuidos 4 e^-. La ubicación de los siguientes 3 e^- en los orbitales px, py, pz sugiere varias maneras de llenado.

$px^2\ py^1\ pz^0$ o $px^1\ py^2\ pz^0$ o $px^0\ py^1\ pz^2$ o $px^1\ py^1\ pz^1$.

Nótese que, en los tres primeros casos, aparece siempre un orbital con dos electrones, es decir, contiene 2 e^- apareados.

Es precisamente en este punto donde se aplica la regla de la multiplicidad máxima, por cuanto, según ella, no pueden aparearse e^- en uno de los orbitales isoenergéticos hasta cuando en cada uno de ellos no se haya ubicado 1 e^-.

En virtud de lo anterior, la ubicación correcta de los 3 e^- es el 4 ° caso, o sea,

$px^1\ py^1\ py^1$.

La notación completa para el nitrógeno es: $1s^2\ 2s^2\ 2px^1\ 2py^1\ 2pz^1$ que, en forma abreviada, se escribe: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

En la tabla 3.2 se puede observar la notación espectral del nitrógeno, empleando el diagrama de barras.

jercicio propuesto 3.3 **Realice la distribución electrónica de los 10 primeros elementos cuyos números atómicos sean múltiplos de 4.**

A manera de resumen, en la figura 3.28, se muestran las relaciones entre los cuatro primeros valores del número cuántico principal, los subniveles de energía con sus electrones y el número máximo de electrones por nivel.

Así mismo, a partir de la figura 3.28 se obtienen los datos de la tabla 3.3.

Scanned with CamScanner

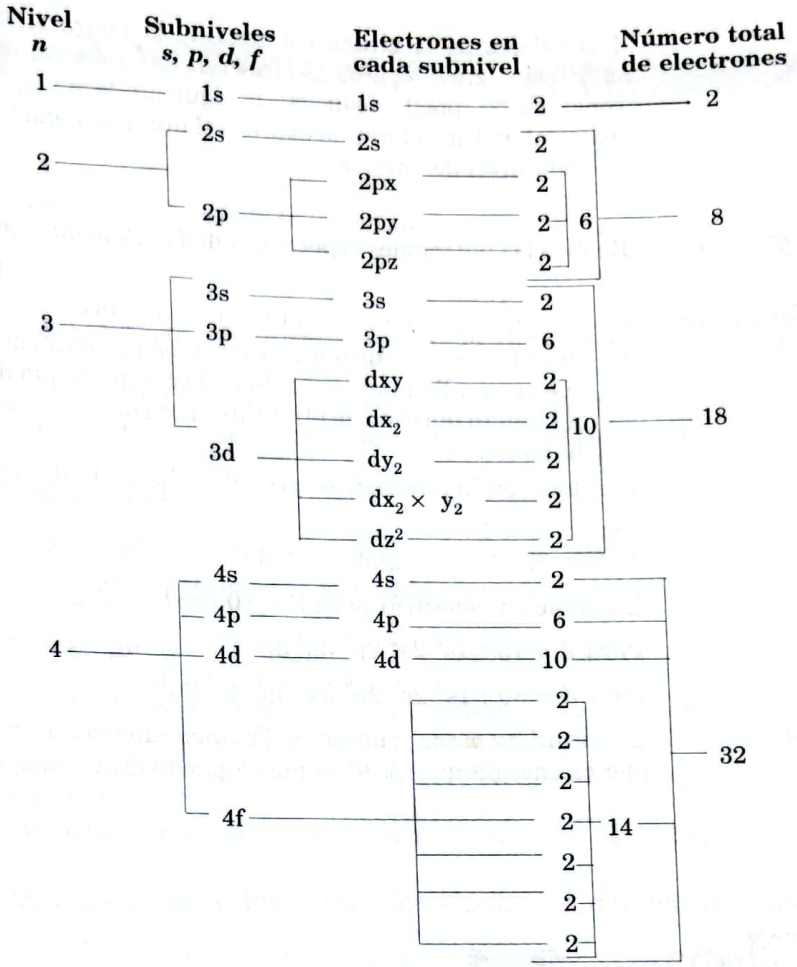


Figura 3.28 *Relaciones entre los cuatro primeros valores del número cuántico principal, los subniveles de energía con sus electrones y el número máximo de electrones por nivel.*

Nivel de energía n	Subnivel ℓ	Número. de orbitales o Número de orientaciones m_ℓ	e^- por subnivel	e^- por nivel $2n^2$
1	s	1	2	2
2	s	1	2	8
	p	3	6	
3	s	1	2	18
	p	3	6	
	d	5	10	
4	s	1	2	32
	p	3	6	
	d	5	10	
	f	7	14	

Tabla 3.3 *Población máxima de electrones en un nivel de energía.*

Scanned with CamScanner

Los valores de la última columna de la figura 3.28 corresponden al número total de electrones. 2, 8, 18 y 32. Se observa una relación entre el número del nivel, n, con la constante 2; puede deducirse la siguiente fórmula, $2n^2$, donde n representa el número del nivel, n. Dicha fórmula expresa el número máximo de electrones que pueden ubicarse en cada nivel de energía.

Ejercicio guía 3.3 **Realice las notaciones espectrales de los elementos de número atómico 1, 3, 10, 15 y 29.**

Solución

- El ejercicio suministra el número atómico.
- Para hacer la notación espectral, es indispensable conocer el orden de energía en que se van llenando los subniveles; el principio de exclusión de Pauli para conocer el número máximo de electrones por subnivel y la regla de la multiplicidad máxima de Hund.

Con base en lo anterior, se procede a hacer la distribución electrónica, así:

Para $Z = 1 : 1s^1$

$Z = 3 : 1\ s^2\ 2\ s^1$

La notación espectral para Z = 10 es: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

Para $Z = 15 : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

Para $Z = 30 : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$

En el último caso, primero se llena el subnivel 4s y, luego, 3d, debido a que 4s es de menor energía que el 3d, como se puede observar en la figura 3.26.

Taller 3.4 El modelo atómico de la mecánica cuántica

Logros

- Establecer que el electrón se comporta como onda y como partícula.
- Precisar los aportes científicos que contribuyeron a la formulación de un modelo atómico, en términos de la mecánica cuántica.
- Diferenciar los números cuánticos, tomando como base los valores que cada uno puede tomar, y su significado.
- Escribir estructuras electrónicas de átomos.
- Desarrollar la capacidad de análisis y de síntesis a través del estudio comprensivo del modelo atómico de probabilidades.
- Afianzar la autoestima y la seguridad en sí mismo, en la medida en que se obtengan logros positivos y éxitos académicos.

Conocimientos previos

- Haga una somera descripción de los modelos atómicos de Dalton, Thomson, Rutherford y Bohr.

Procedimiento

1. Nombre algunos científicos que han contribuido a la formulación de la estructura del átomo según la mecánica cuántica, y describa los aportes de cada uno de ellos.
2. ¿Cuáles son los números cuánticos?, ¿qué valores puede tomar cada uno?, ¿cuál es su significado?
3. Realice la distribución electrónica para los átomos de número atómico igual a 3, 20, 31, 17, 35 y 33.
4. Elabore un modelo atómico que incluya niveles y subniveles energéticos. Utilice los materiales que considere más adecuados.
5. Confronte los resultados de su trabajo con los de otros compañeros, y aclare las respectivas dudas.

Scanned with CamScanner

Autoevaluación

3.1 Introducción

1. Represente gráficamente la estructura de un átomo y explíquela.

3.2 Materia y electricidad

1. Escriba un ensayo de máximo una página sobre un experimento y demuestre las relaciones entre la materia y la electricidad.
2. Explique qué razones tuvo Crookes para trabajar con tubos que, luego, se llamarían catódicos. ¿Qué descubrió?
3. Realice un gráfico o un diagrama que explique cómo se determinó la carga y la masa del electrón y del protón.

3.3 Thomson y la estructura del átomo

1. ¿Cuáles fueron los avances del modelo atómico propuesto por Thomson con relación al propuesto por Dalton?
2. ¿Qué partículas subatómicas considera Thomson en su modelo atómico?

3.4 Rutherford y el átomo nuclear

1. Compare el modelo atómico de Thomson con el de Rutherford, teniendo en cuenta las partículas subatómicas en cada modelo y su ubicación en el átomo. Determine semejanzas y diferencias entre los modelos.
2. ¿Qué son los isótopos y qué partículas subatómicas determinan su existencia?, ¿la teoría atómica de Dalton incluía la existencia de isótopos?
3. ¿Cuáles son las diferencias de carga y de masa entre el protón, el neutrón y el electrón?

3.5 Relaciones materia, energía y absorción y emisión de luz. El modelo de Bohr

1. Exprese tres características relacionadas con la luz o con su comportamiento.
2. Compare el modelo atómico de Bohr con el de Rutherford, teniendo en cuenta los tres postulados de Bohr.
3. ¿Cuáles fueron los hechos experimentales o avances científicos que llevaron a Bohr a replantear el modelo atómico de Rutherford?

3.6 El modelo atómico de la mecánica cuántica

1. Para los números cuánticos, n, ℓ, m_ℓ, diga:
   a. Sus nombres b. Sus valores c. El significado de cada uno.
2. Complete los siguientes datos:

Nivel de energía (n)	Número máximo de electrones para (n)	Número y nombre de subniveles	Número de orbitales por nivel (n)
1			
2			
3			
4			
5			

3. Determine para cada subnivel s, p, d, f el número máximo de electrones que puede tener y el número de orbitales.

Scanned with CamScanner

4. Realice la notación espectral para los elementos cuyo número atómico termine en 3 y en 7 desde Z = 1 hasta Z = 60.
5. Analice la información de la siguiente rejilla y diga:

1.		2.	3.
16		$3p^2$	$1s2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
4.		5.	6.
	$3s^2$	2s	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$

a. ¿En qué casilla está la notación espectral del elemento de la casilla 1?

b. ¿En qué casilla está la notación espectral del elemento de la casilla 3?

c. ¿Qué forma tienen los subniveles de las casillas 4 y 5?

d. ¿Cuál es el mayor valor de n y el de ℓ en la notación espectral que aparece en la casilla 6?

e. ¿Qué relaciones existen entre las notaciones de las casillas 2 y 4?

3.7 Ejercicios adicionales

1. Establezca las relaciones entre los hechos o principios que se enuncian al lado derecho y los nombres de los científicos que aparecen al lado izquierdo.

Nombres científicos	Hechos principales
a. Dalton	– Principio de exclusión
b. Rutherford	– Átomo como esfera cargados positivamente con electrones en la periferia.
c. Pauli	– Átomo como sistema planetario.
d. Heisenberg	– Realizaron trabajos con radiactividad.
e. Pierre-Curie	– Átomo como esfera indivisibles.
f. Thomson	– El electrón gira alrededor del núcleo, siguiendo órbitas de radio definido.
g. De Broglie	– Principio de incertidumbre
h. M. Plank.	

2. Explique el significado de los siguientes términos:
   a. Carga nuclear b. Átomo nuclear c. Espectro electromagnético
   d. Electrón e. Número atómico f. Estructura atómica
   g. Notación espectral
3. En este capítulo, se ha considerado al electrón como partícula, onda y una nube de carga negativa. ¿Qué es lo correcto?
4. ¿Cómo demostró De Broglie la relación entre ondas y las partículas?
5. Busque algunos ejemplos que se hayan realizado con electrones. Seleccione uno que demuestre sus propiedades como onda y uno que demuestre sus propiedades como partícula.

Términos clave y diagramas conceptuales

1. Escriba un párrafo en el que incluya términos y expresiones que aparecen en la sección términos clave.
2. A partir de los diagramas conceptuales elabore el mayor número de frases con sentido químico.

Scanned with CamScanner

La Tierra, el más grande de los organismos vivos

Cuando se analizan las relaciones de los seres vivos con el entorno dentro del contexto de la evolución, generalmente se acepta que los organismos se modifican y cambian para adaptarse al medio. Sólo así se explican el cuerpo ligero y la forma de quilla de las aves para volar, la existencia de una aleta caudal en los peces para facilitar su desplazamiento en el agua, o la presencia de garras y el pico curvo apto para desgarrar en las aves de rapiña.

De la misma manera, pueden citarse muchas adaptaciones de los vegetales al medio: los cactos han cambiado las hojas por espinas, para evitar la pérdida de agua por transpiración y han desarrollado un grueso tallo para almacenar el precioso líquido; también las plantas trepadoras han desarrollado zarcillos para agarrarse y llegar a las alturas, y las plantas superiores han desarrollado poderosas raíces para mantenerse erguidas.

Incluso, para Piaget, el desarrollo de la mente humana es el producto de la continua interacción del niño con el medio en su proceso de adaptación al mundo exterior. En todo caso, científicamente, en la actualidad se acepta una clara distinción entre el mundo viviente y el mundo no viviente, cuando se trata de estudiar el planeta Tierra.

Una de las hipótesis más modernas y controvertidas acerca del funcionamiento de este planeta es la de Gaia. El vocablo en sí fue empleado por los griegos para denotar la madre Tierra.

Enunciada por James Lovelock, inicialmente en su libro *Gaia, a New Look at Life on Earth,* Gaia plantea una nueva forma de ver la vida sobre la Tierra, la hipótesis ha sido también ampliamente difundida en el mundo científico a través de conferencias, congresos y artículos en publicaciones periódicas. En la actualidad, la idea se presenta como un escenario de grandes desafíos para las mentes de los científicos y como un campo de recreación y deleite para los lectores no científicos.

En su forma general, la hipótesis de Gaia establece que la Tierra, como un todo, es un organismo vivo en particular. Según esta concepción, el planeta Tierra, en su conjunto, es vivo en el sentido de que es capaz de automantenerse. De esta manera, el mundo viviente, los organismos vivos de la Tierra interactúan con el mundo no viviente, su ambiente, para producir y mantener la composición química de la Tierra, su temperatura y otras características.

Por tanto, los organismos vivos y el ambiente son interdependientes y trabajan conjuntamente como un mecanismo homeostático. Los sistemas biológicos poseen mecanismos homeostáticos que ayudan a mantener una situación estable o un ambiente constante.

La Tierra es un ser vivo que funciona mediante sistemas autorreguladores que, al "sentir" un desequilibrio en la atmósfera, el suelo o el mar, reacciona automáticamente las veces que sea necesario para mantener ese equilibrio. Tales reacciones implican, muchas veces, trastornos drásticos, como la desaparición de especies vegetales o animales o la producción de grandes cataclismos.

El hombre, como organismo vivo, está interconectado física y mentalmente con Gaia. Todo aquello que haga daño a la Tierra perjudica también al ser humano. La composición química de la atmósfera y los océanos, por ejemplo, están controlados biológicamente.

A manera de ejemplos de los mecanismos autorreguladores de la Tierra, consideremos la temperatura promedio del planeta. Se acepta, generalmente, que la temperatura del planeta se ha mantenido constante dentro de los límites que hacen posible la vida, durante los 3,500 ó 4,000 millones de años que la ha habido.

Por otra parte, la ciencia tiene evidencias de que, a lo largo de este tiempo, el Sol se ha calentado más, su temperatura ha aumentado. ¿Cómo se puede explicar que la temperatura de la Tierra se haya mantenido constante?

Desde la hipótesis de Gaia, este hecho se explica al asumir una disminución del dióxido de carbono atmosférico. Este gas, acumulado en la atmósfera, no permite que la energía irradiada por la Tierra escape al espacio y, por tanto, facilita el aumento de la temperatura, de tal manera que si se disminuye la cantidad de dióxido de carbono en la atmósfera, disminuye también la temperatura.

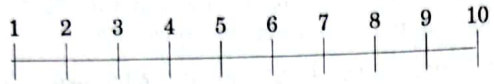
De conformidad con la hipótesis, la temperatura del planeta se ha mantenido constante, a pesar de que el Sol se ha calentado ya que, en el mar, los organismos fotosintetizadores fijan grandes cantidades de dióxido de carbono en sus caparazones, con lo cual se disminuye la cantidad de este compuesto en la atmósfera y el calor se escapa. Cuando esta infinidad de organismos marinos muere, sus caparazones van al fondo del mar y, por lo tanto, durante este proceso se quita dióxido de carbono del sistema. Éste es un ejemplo en el cual el medio abiótico y los organismos vivos de la Tierra interactúan mutuamente para regular la temperatura del planeta.

Scanned with CamScanner

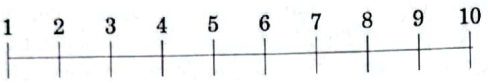
PARA EL PORTAFOLIO

- Asigne un valor en la escala de 1 a 10 a cada uno de los siguientes aspectos. Confronte su calificación con la de otros compañeros, analice los resultados y de ser necesario proponga alternativa frente a aquellos aspectos de baja calificación:

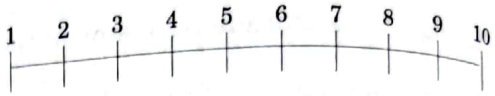
1. El apoyo que recibo para el aprendizaje por parte del profesor.



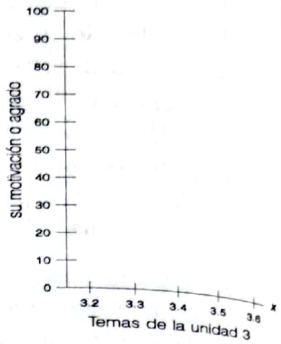
2. colaboración oportuna que recibo de mis compañeros siempre y cuando la solicite.



3. Relación que presentan los temas desarrollados con la vida diaria.



- Asigne valores a las coordenadas *x*, *y*. Grafique mediante barras. *x* representa los temas de la unidad, *y*, representa dificultad para entender dichos temas.



Scanned with CamScanner

Unidad 4
Periodicidad química

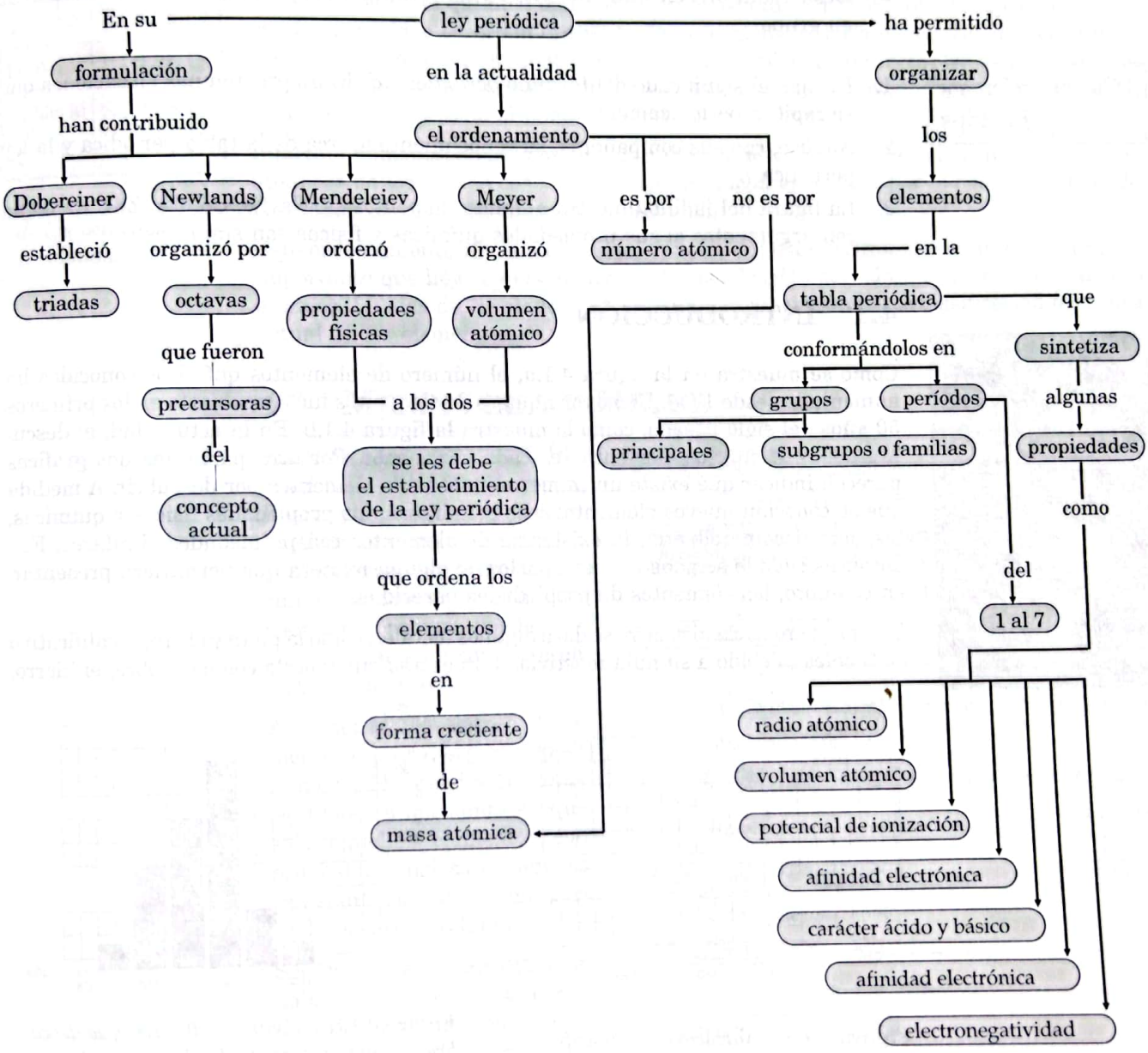


Diagrama 4.1 *Periodicidad química.*

Scanned with CamScanner

Términos clave

Clasificación de los elementos, triadas, octavas, ley periódica, tabla periódica, grupos, períodos, elementos de transición simple, elementos de transición interna, propiedades periódicas, volumen atómico, radio atómico, potencial de ionización, electronegatividad, afinidad electrónica, carácter metálico, carácter ácido, carácter básico.

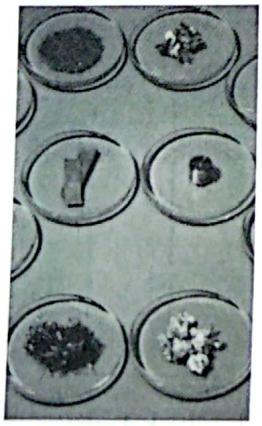
Logros

- Relacionar la ubicación de los elementos en la tabla periódica y su notación espectral o configuración.
- Identificar los principales aspectos que han permitido la clasificación de los elementos y reconocer, una vez más, que la ciencia es un conjunto estructurado de conocimientos en continua evolución.
- Predecir la estabilidad de los átomos, mediante el uso de la regla del octeto.
- Construir, a partir de conocimientos previos, una visión más rigurosa del comportamiento químico de los elementos.
- Utilizar la tabla periódica como recurso que sintetiza información química.
- Desarrollar un pensamiento crítico y científico, así como la capacidad de interactuar en grupo.

Conocimientos previos

1. Busque el significado del término *periodicidad.* Enumere algunas situaciones que se repitan periódicamente.
2. Analice, con sus compañeros, su conocimiento acerca de la tabla periódica y la ley periódica.
3. La figura del ladillo muestra algunos elementos (V, Cr, Fe, Co, Cu, Zn). Explique con argumentos si sus propiedades químicas y físicas son similares.

4.1 INTRODUCCIÓN



Como se muestra en la figura 4.1.a, el número de elementos químicos conocidos ha aumentado desde 1700. El mayor número de elementos fue descubierto en los primeros 50 años del siglo pasado, como lo muestra la figura 4.1.b. En la actualidad, el descubrimiento de nuevos elementos es cada vez menor. Por otra parte, las dos gráficas parecen indicar que existe un número limitado de elementos por descubrir. A medida que se conocían nuevos elementos y se estudiaban sus propiedades físicas y químicas, los científicos percibieron la existencia de elementos con propiedades similares. Fue entonces cuando se pensó en agruparlos de alguna manera que permitiera presentar, en conjunto, los elementos de propiedades parecidas.

En una primera clasificación, se dio a algunos metales, como la plata y el oro, el calificativo de "nobles", debido a su nula reactividad, mientras que a otros como el cobre, el hierro,

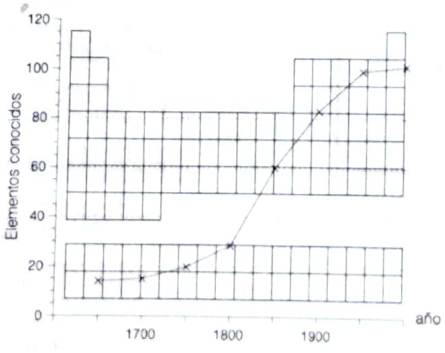


Figura 4.1.a *Variación del descubrimiento de los elementos en función de tiempo.*

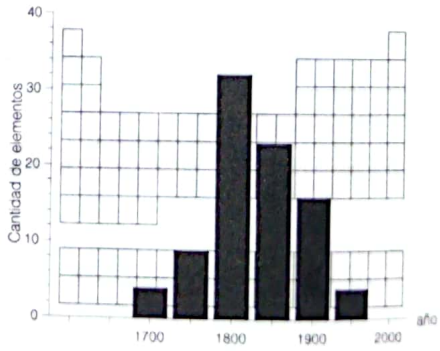


Figura 4.1.b *Entre 1800 y 1900, se descubrió el mayor número de elementos. Aproximadamente 30 fueron descubiertos en los primeros 50 años del siglo pasado.*

Scanned with CamScanner

el zinc y el mercurio se los llamó "bajos", debido a su gran reactividad. De esta manera, el calificativo de "nobles" significó que no se combinaban con otros elementos, en tanto el de "bajos" se utilizó para indicar la unión o mezcla con otras sustancias.

4.2 Dobereiner y Newlands

En 1817, algunos estudios sobre los elementos conocidos hasta ese momento, revelaron a Dobereiner que era posible reunir algunos de ellos en grupos de tres, en orden creciente de masa atómica, de tal manera que el elemento del centro tuviera un peso atómico igual o muy cercano a la semisuma de los pesos atómicos del más liviano y el más pesado. Este intento de clasificación se conoce como *triadas* de Dobereiner. Algunas de las triadas de Dobereiner son: Ca, Ba, Sr. Calcio, 40.078 g, bario, 137.33 g. La masa promedio es 88.7 g, que es la masa atómica aproximada del estroncio Sr 87.62 g. En la actualidad, este trabajo sólo tiene valor histórico.

1	2	3	4	5	6	7
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K						

Figura 4.2 *Ley de las octavas de Newlands.*

Posteriormente, el químico inglés J. A. R. Newlands, en 1886, intentó agrupar los elementos conocidos en orden creciente de peso atómico, para demostrar que cada ocho elementos se repetían aquellos que tenían propiedades similares. De esta manera, el litio y el sodio estaban separados por una octava. Dada su analogía con la escala musical, esta clasificación tomó el nombre de ley de las octavas.

Infortunadamente, en ese entonces faltaba por descubrir muchos elementos y los pesos atómicos de los que se conocían no tenían mucha exactitud, por lo cual, el trabajo de Newlands no tuvo prácticamente aceptación.

Este ordenamiento fue, sin embargo, el inicio del establecimiento de un concepto muy importante que hoy se tiene dentro de la clasificación periódica, como es el de número atómico. La idea de Newlands fue, sin duda, la precursora de la clasificación periódica actual de los elementos.

4.3 Mendeleiev y Meyer

Entre los años 1869 y 1871, Dimitri Ivanovich Mendeleiev, en Rusia, y Julius Lothar Meyer, en Alemania, presentaron independientemente trabajos en los cuales demostraban cómo los elementos podían clasificarse sistemáticamente con base en su peso atómico.

Al ordenar los elementos de menor a mayor, según el peso atómico, Mendeleiev fue muy cuidadoso e insistente en que sólo aquellos elementos con propiedades físicas y químicas semejantes podían formar parte de un grupo o familia.

Según él, los huecos que quedaban en su ordenación correspondían a elementos aún no descubiertos, y las variaciones de posición de algunos de ellos, que debía hacer para ubicarlos

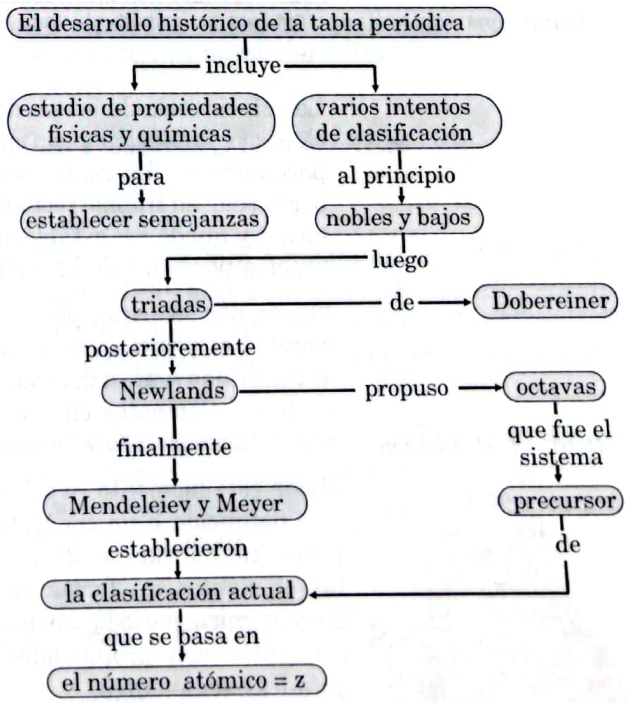


Diagrama 4.2 *Desarrollo histórico de la tabla periódica.*

Scanned with CamScanner

apropiadamente en una familia, eran causadas por errores en la determinación de los pesos atómicos.

Observando las posiciones de los huecos que quedaban en su clasificación, Mendeleiev pudo predecir no solamente el peso aproximado de los elementos que faltaban por descubrir, sino también sus propiedades físicas y químicas. Fue así como pudo predecir la existencia del galio y del germanio, entre Zn y As.

Mendeleiev consideró las propiedades de los elementos como una función periódica de sus masas atómicas.

Para poner de manifiesto las propiedades periódicas, Mendeleiev dispuso los elementos en filas horizontales, que llamó períodos, de tal manera que los elementos con propiedades físicas y químicas similares quedaran unos debajo de otros y formarán grupos (*véase* la tabla 4.2).

Series	Grupo I R^2O	Grupo II RO	Grupo III R^2O^3	Grupo IV RH^4 RO^2	Grupo V RH^3 R^2O^5	Grupo VI RH^2 RO^3	Grupo VII RH R^2O^7	Grupo VIII RO^4
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	– = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63,4
5	(Cu = 63)	Zn = 65	– = 68	– = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	– = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	I = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	–	–	–	– – – –
9	(–)	–	–	–	–	–	–	
10	–	–	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	–	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 20	–	–	
12	–	–	–	Th = 231	–	U = 240	–	– – – –

Tabla 4.2 *Tabla periódica de los elementos, según Mendeleiev.*

La coincidencia de las predicciones hechas por Mendeleiev con los datos experimentales fue realmente un éxito, por lo cual, su trabajo recibió gran aceptación y quedó así establecida la clasificación periódica de los elementos.

Meyer, por su parte, presentó con más claridad el principio de la periodicidad al trazar una gráfica del volumen atómico de los elementos en función de sus pesos atómicos (*véase* figura 4.3).

Dimitri I, Mendeleiev

Hasta este momento, si se quisiera dar una definición o un concepto de la ley periódica, habría que decir: al ordenar los elementos en forma creciente de peso atómico, periódicamente aparecen elementos con propiedades físicas y químicas semejantes.

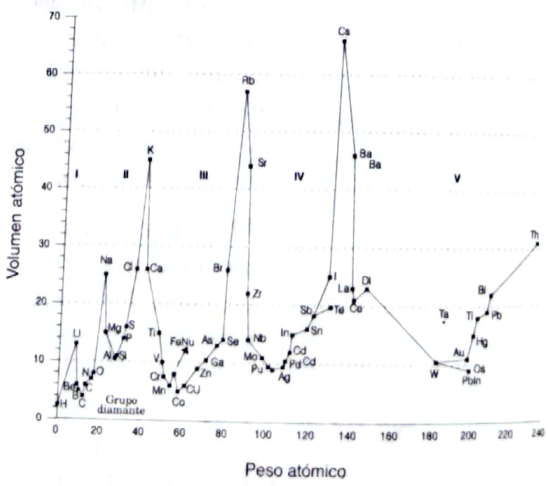


Figura 4.3 *Variación del volumen de los átomos respecto de su peso atómico, según J. L. Meyer, 1870.*

Hoy en día, se considera a Mendeleiev y a Meyer los descubridores de la ley periódica, en razón de la exactitud y el alcance de sus estudios.

4.4 EL NÚMERO ATÓMICO Y LA LEY PERIÓDICA

¿Qué relación sugiere Rutherford entre el peso atómico y el número atómico o Z?

Una vez distribuidos los elementos en la tabla de acuerdo con su peso atómico, se pensó en asignar a cada uno un número que indicara solamente su posición en la serie. Inicialmente, este número no tuvo ningún significado físico, hasta cuando Rutherford propuso su modelo atómico semejante al sistema solar, y observó que la carga del núcleo tenía un valor aproximado a la mitad del peso atómico.

$Z = \frac{1}{2}$ peso atómico; Z = carga del núcleo

En efecto, para muchos elementos, la mitad de su peso atómico da el lugar que ocupa en la tabla periódica, como se muestra en la tabla 4.1.

De acuerdo con esto, se puede escribir:

$$Z = \frac{\text{peso atómico}}{2} = \text{número atómico o posición en la tabla periódica}$$

De esta manera, Rutherford pudo deducir que la carga del núcleo es igual al número atómico. Carga del núcleo = Número atómico = Z

$$Z = \frac{\text{peso atómico}}{2}$$

Elemento	Peso atómico	Peso atómico / 2
He	4	4/2 = 2
C	12	12/2 = 6
O	16	16/2 = 8
S	32	32/2 = 16
Mg	24	24/2 = 12
Ca	40	40/2 = 20
Si	28	28/2 = 14
N	14	14/2 = 7
Ne	20	20/2 = 10

Tabla 4.1 *Para algunos elementos, su localización en la tabla periódica corresponde a la mitad de su peso atómico.*

Los experimentos de rayos x de Moseley mostraron que el núcleo de cada elemento tiene un número de cargas positivas igual a su número atómico.

La hipótesis de Rutherford fue verificada más tarde por Moseley, quien dedujo, a partir de sus trabajos con rayos x, que al ordenar los elementos en forma creciente del recién establecido número atómico, los elementos de propiedades semejantes aparecían en forma periódica.

El enunciado actual de la ley periódica es que las propiedades de los elementos son una función periódica de sus números atómicos.

Una vez establecido el concepto de número atómico, se formuló la ley periódica prácticamente en los términos que se conocen en la actualidad: las propiedades físicas y químicas de los elementos son funciones periódicas de los números atómicos o, también, al ordenar los elementos según sus números atómicos de menor a mayor, aquellos con semejanzas en sus propiedades físicas y químicas aparecen en forma periódica.

4.5 LA TABLA PERIÓDICA Y LAS NOTACIONES ESPECTRALES

¿Qué relación existe entre la notación espectral y la organización de la tabla periódica?

Aunque la clasificación actual de los elementos se hizo a finales del siglo XIX con los estudios de Mendeleiev y Meyer, los avances de los años 20 de este siglo, específicamente con el modelo atómico probabilístico, mostraron que algunos arreglos electrónicos se repiten periódicamente. Es decir, que con base en la distribución electrónica también se llega a la tabla periódica actual.

Dado que las propiedades físicas y químicas de los elementos se explican con base en sus configuraciones electrónicas y que en la tabla periódica se resume gran parte del comportamiento químico de las sustancias puras elementales, a continuación se presenta una explicación parcial de dicha tabla, a partir de las notaciones espectrales.

Notación espectral de los gases nobles, grupo VIIIA

¿Por qué los elementos del grupo VIII A reciben el nombre de gases nobles?

Las notaciones para los elementos cuyos números atómicos son 2, 10, 18, 36, 54 y 86 se muestran en seguida. Corresponden a los elementos helio, neón, argón, criptón, xenón y radón.

Scanned with CamScanner

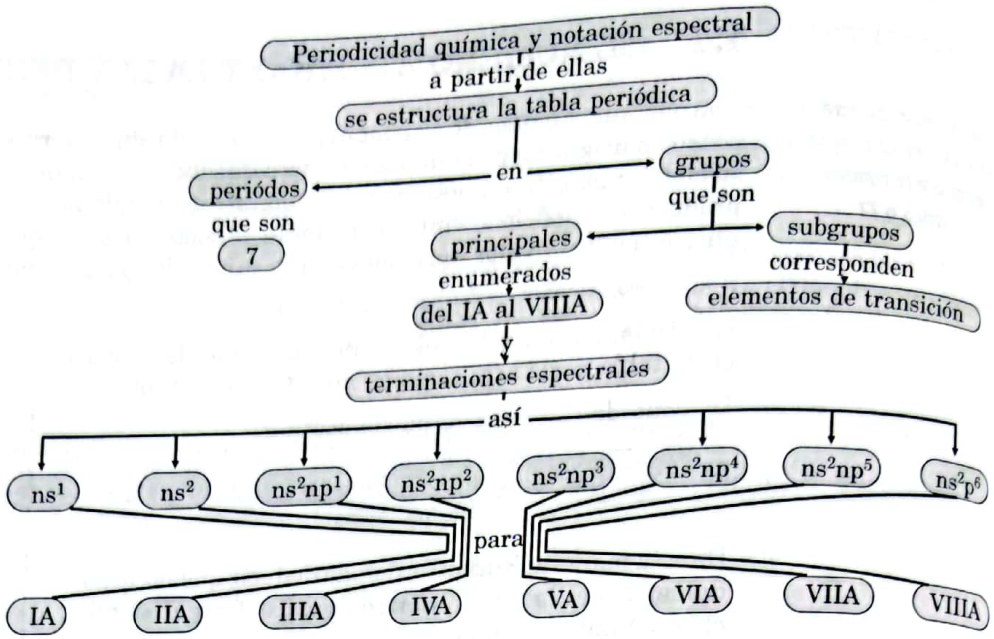


Diagrama 4.3 *Periodicidad química y notación espectral.*

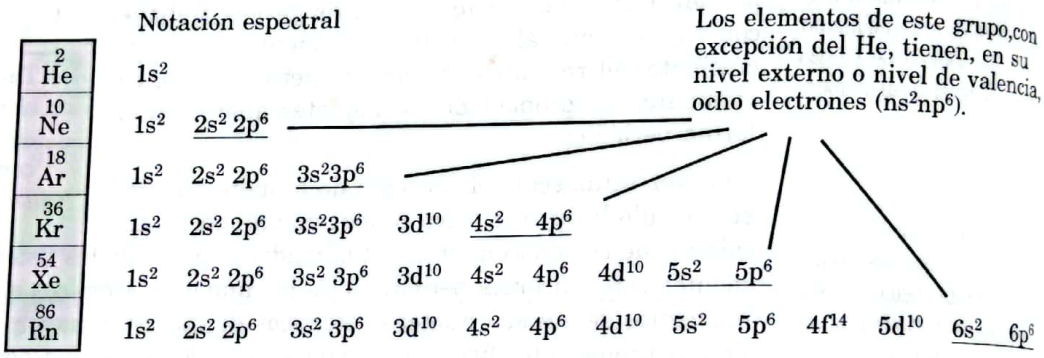


Figura 4.4 *Notación espectral de los gases nobles, grupo VIIIA.*

El helio posee dos electrones, que corresponden a la población electrónica máxima del subnivel 1s y , al igual que los demás elementos de este grupo, es químicamente poco reactivo.

Todos los elementos de este grupo, a temperatura ambiente, son gaseosos y tienen poca actividad química, por lo cual se les conoce como gases nobles. Presentan una terminación característica en su notación espectral, $ns^2\ np^6$, donde n, el número cuántico principal, índica el nivel externo de energía ocupado por los electrones. Además, n también representa el período al cual pertenece cada elemento. La notación $ns^2\ np^6$, conocida como la notación del octeto, se asocia con poca reactividad química de los elementos. Muchos elementos químicos buscan, a través de sus reacciones, esa estabilidad.

Ejercicio guía 4.1

Elabore la notación espectral del Kr y diga a qué período y a qué grupo pertenece el elemento en la tabla periódica.

Solución

La solución del ejercicio requiere establecer, en primer lugar, la configuración electrónica de este elemento; además debe saberse que el período de un elemento en la tabla está dado por el mayor valor de n y que el grupo al cual pertenece un elemento está dado por la suma de los electrones en el *nivel* de *valencia* o *nivel externo*.

Scanned with CamScanner

Como en la notación de Kr, el máximo valor de n es 4, el elemento se encuentra en el cuarto período; la suma de los electrones del último nivel $4s^2\ 4p^6$ es ocho, lo cual indica que el elemento pertenece al grupo VIIIA.

¿Estos resultados concuerdan con la ubicación del elemento en la tabla periódica?

Ejercicio propuesto 4.1

Con base en las notaciones espectrales de los elementos Ne y Ar, diga a qué grupo y a qué período pertenecen. Verifique los resultados con la tabla periódica.

Notación espectral de los elementos alcalinos, grupo IA

Corresponde a las notaciones espectrales de los elementos Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, cuyos números atómicos son los inmediatamente superiores a los elementos de grupo de los gases nobles.

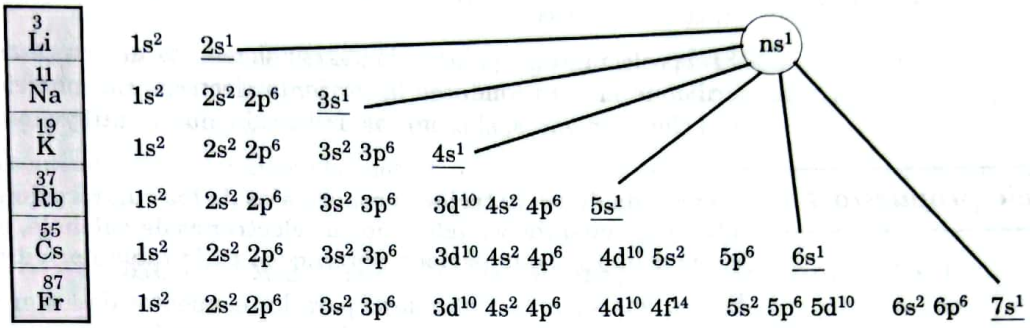


Figura 4.5 *Notación espectral de los metales alcalinos, grupo IA.*

Utilizando nuevamente la tabla periódica, se observa que estos elementos se encuentran en el extremo izquierdo de ésta y forman el grupo IA. Tienen una terminación característica para su notación espectral, que es ns^1, donde n representa el nivel externo ocupado por los electrones y también el período al cual pertenece el elemento. Todos ellos son metales sólidos. Esto es, tienen brillo metálico y son buenos conductores de calor y electricidad. En conjunto, se conocen con el nombre de metales alcalinos.

El hidrógeno se ubica en este grupo básicamente por tener un electrón de valencia, aunque sus propiedades son particulares.

Ejercicio guía 4.2

A partir de la notación espectral del potasio, K, diga cuántos electrones de valencia tiene y en qué subnivel se ubican.

Solución

La solución requiere saber que los electrones de valencia son los que se ubican en el nivel energético externo y que, en esta notación, el subnivel de mayor energía es el 4s.

La notación del potasio es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

Así, el único electrón de valencia está en el subnivel 4s.

Ejercicio propuesto 4.2

A partir de las notaciones espectrales de los elementos litio, sodio y rubidio, diga a qué grupo pertenecen y cuáles son los electrones de valencia.

Notación espectral de los halógenos o grupo VIIA

¿Dónde se ubican los halógenos en la tabla periódica?

Las notaciones espectrales correspondientes al grupo de los gases nobles aparecen en seguida. Se trata del flúor, cloro, bromo, yodo y astato.

Scanned with CamScanner

Representa el nivel de energía externo; número cuántico principal y corresponde al período.

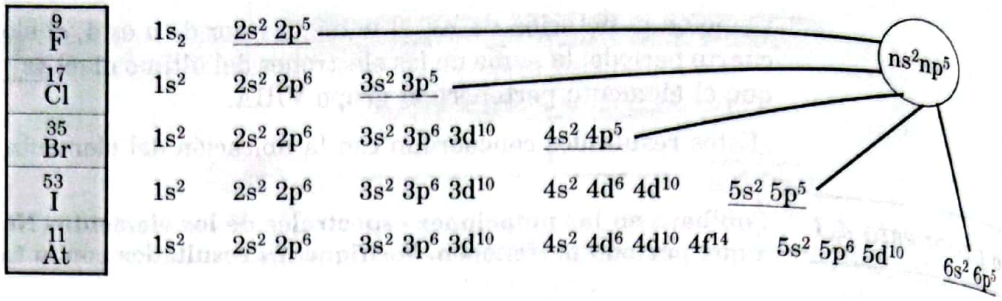


Figura 4.6 *Notación espectral de los halógenos, grupo VIIA.*

Como en el caso de los dos grupos anteriores, los elementos del grupo VIIA también poseen una terminación característica para su notación espectral: $ns^2\ np^5$, donde n es el nivel de energía externo ocupado por los electrones y también el número del período al cual pertenecen.

En oposición al grupo anterior, estos elementos no son metales. Por tanto, no tienen brillo metálico ni conducen la corriente eléctrica. En condiciones ambientales, el flúor y el cloro son gases, el bromo es un líquido muy volátil y el yodo y el astato son sólidos.

Ejercicio propuesto 4.3

Con ayuda de las notaciones espectrales de los cuatro primeros elementos del grupo VIIA, diga cuántos y cuáles son sus electrones de valencia, en qué subniveles están y a qué grupo y a qué período pertenecen en la tabla periódica.

Este análisis puede continuarse para los elementos de los grupos IIA, IIIA, IVA, VA, y VIA, y se encuentra que, para ellos, también existe una terminación característica de su notación espectral, que los elementos con terminación de configuración electrónica y propiedades semejantes aparecen unos debajo de otros, formando los grupos principales de la tabla periódica. Para estos elementos, también se puede deducir, del mayor valor de n, y el número total de electrones en el nivel de valencia, su posición en la tabla periódica. En efecto, los elementos del grupo IVA, por ejemplo, terminan su notación en $ns^2\ np^2$, donde n varía desde dos en el carbono, C, hasta seis en el plomo, Pb.

Ejercicio guía 4.3

A partir de las terminaciones de las notaciones espectrales para los elementos N, P, As, Sb y Bi, escriba una expresión general para indicar los electrones de valencia y, por tanto, la ubicación de estos elementos en el grupo VA.

Solución

La solución requiere saber que los electrones de valencia son aquellos ubicados en los subniveles del nivel externo y que el número del grupo está dado por la suma de los electrones ubicados en estos subniveles.

7 N	$2s^2\ 2p^3$, donde $n = 2$
15 P	$3s^2\ 3p^3$, donde $n = 3$
33 As	$4s^2\ 4p^3$, donde $n = 4$
51 Sb	$5s^2\ 5p^3$, donde $n = 5$
83 Bi	$6s^2\ 6p^3$, donde $n = 6$,

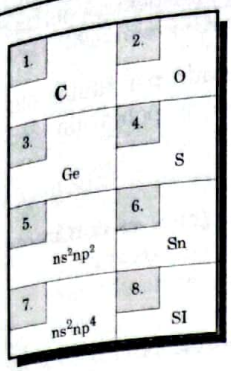
Figura 4.7 *Notaciones para los elementos del grupo VA.*

De la notación espectral de un elemento se deducen el grupo y el período al cual pertenece, si éste se ubica en un grupo principal. De lo contrario, sólo se puede deducir el período.

A partir de estas terminaciones de las notaciones, se puede escribir la expresión general $ns^2\ np^3$, que, además de mostrar los electrones de valencia, permite deducir el número del grupo al cual pertenecen, dado por la suma de electrones en el último nivel de energía $(2 + 3 = 5)$.

Scanned with CamScanner

Ejercicio propuesto 4.4



Con base en la información presente en la siguiente rejilla y la tabla periódica, precise:

1. ¿Cuáles son los números de las casillas que contienen los elementos del grupo IVA?
2. ¿En qué casillas están los elementos que no pertenecen al grupo IVA?
3. ¿Qué casilla tiene la terminación de la notación espectral más cercana a la del grupo IVA?
4. ¿Qué valores debe tomar *n* para tener la notación del grupo IVA?
5. Relacione la terminación de la notación espectral de la casilla 7 con las notaciones para los elementos de las casillas 2 y 4. ¿Qué valores debe tomar *n* para tener la terminación característica de los elementos del grupo al cual pertenecen estos dos elementos?

Notaciones espectrales y períodos de la tabla periódica

Hasta ahora, se han analizado las configuraciones electrónicas de los elementos que forman los grupos representativos de la tabla periódica, los que están encabezados por números romanos seguidos de la letra A.

A continuación, se analizan las notaciones espectrales de algunos elementos que forman los períodos.

Notaciones espectrales de los elementos del período 1

El primer período está formado por los elementos hidrógeno y helio.

^{1}H	^{2}He
$1s^1$	$1s^2$

Figura 4.8 *Notación espectral de los elementos del primer período.*

Si se relacionan estas notaciones con la población máxima de electrones que puede tener el nivel 1, se observa que, en el He, este nivel adquiere su población máxima de dos electrones.

Recuérdese que la población máxima de un nivel energético está dada por $2n^2$, donde *n* es el número cuántico principal.

Esto explica por qué el Helio se comporta como un gas noble, aun cuando no tiene estructura de octeto, ocho electrones en su capa externa, como los demás gases nobles. Los dos electrones de este elemento se ubican con espín opuesto, en una forma muy estable en el subnivel *s* del nivel 1, por lo cual, no tiene tendencia a variar su estructura electrónica y no presenta reactividad química.

En resumen, el primer período está formado por tantos elementos cuantos son necesarios para que el primer nivel adquiera su población máxima de electrones.

Notaciones espectrales de los elementos del período 2

¿Por qué se dice que la población electrónica del neón es completa?

Corresponde a las notaciones espectrales para los elementos litio, berilio, boro, carbono, nitrógeno, oxígeno, flúor y neón

^{3}Li	^{4}Be	^{5}B	^{6}C	^{7}N	^{8}O	^{9}F	^{10}Ne
$1s^2\ \underline{2s^1}$	$1s^2\ \underline{2s^2}$	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^1}$	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^2}$	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^3}$	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^4}$	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^5}$	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^6}$

Figura 4.9 *Notación espectral de los elementos del segundo período.*

Scanned with CamScanner

Relacionando también esta notación con la población máxima de electrones que pueden tener los niveles 1 y 2, se observa que el nivel 1, está totalmente completo en todos los elementos y que el nivel 2 se llena completamente en la notación espectral del gas noble neón.

De esta manera, se puede decir que el segundo período está formado por tantos elementos cuantos son necesarios para que el nivel dos llegue a tener su población electrónica máxima, esto es, ocho electrones.

Ejercicio guía 4.4

Con base en las notaciones de los elementos del segundo período, ¿cuál es el número cuántico principal externo para estos elementos?

Solución

El número cuántico principal externo es dos.

Nótese que todos los elementos del mismo periodo tienen igual número cuántico principal para sus electrones externos o electrones de valencia.

Notación espectral para los elementos del período 3

Las notaciones espectrales para los elementos sodio, magnesio, aluminio, silicio, fósforo y azufre, se pueden ver en seguida; ellos hacen parte del tercer período.

11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^1}$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2}$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2\ 3p^1}$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2\ 3p^2}$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2\ 3p^3}$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2\ 3p^4}$

Figura 4.10 *Notación espectral de los elementos del tercer período.*

Sería de esperar que, como en los casos anteriores, este período estuviera formado por tantos elementos cuantos electrones fueran necesarios para que el nivel tres completara su población electrónica máxima, es decir, 18 electrones. Sin embargo, en este caso, no sucede así. Comparando las estructuras electrónicas anteriores con la población máxima de electrones de los niveles 1, 2 y 3, se establece que todos tienen lleno el nivel 1, todos tienen lleno el nivel 2 y parcialmente lleno el nivel 3.

El tercer nivel tiene 3 subniveles 3s, 3p, 3d, que pueden recibir 2, 6 y 10 electrones, respectivamente. Se puede ver que los subniveles 3s y 3p están completos y que el subnivel 3d queda vacío, en la configuración del gas noble argón.

Todo parece indicar que existe cierta estabilidad en la estructura de un elemento, cuando completa ocho electrones en su nivel externo, así el nivel no haya completado su población máxima.

Ejercicio propuesto 4.5

Compare las notaciones espectrales de los elementos Ne y Ar. ¿Cuántos electrones de valencia tienen?, ¿en qué nivel están?

Este análisis puede continuarse para los períodos 4, 5, 6 y 7 de la tabla periódica, con la cual se llega a las siguientes conclusiones:

En el período 4, antes de llenar el subnivel 4p, se llena el subnivel 3d con 10 electrones; por esta razón, entre el calcio, Z = 20 y el galio Z = 30 existen 10 elementos.

Una situación semejante se presenta en el período 5: antes de llenar el subnivel 5p, se llena el subnivel 4d. A estos elementos cuya notación espectral termina llenando subniveles *d* se los llama elementos de transición simple, lo que da lugar a la aparición de los grupos B.

A partir de los elementos 57, lantano y 89, actinio, se comienzan a llenar los orbitales 4f y 5f para formar la serie de los lantánidos y de los actínidos, respectivamente. Estos últimos elementos, en su conjunto, se conocen como elementos de transición interna o de las tierras raras.

Scanned with CamScanner

Taller 4.1 La tabla periódica: Dobereiner, Newlands, Mendeleiev, Meyer, el número atómico y la notación espectral

Logros

- Describir el proceso de evolución de la ley periódica y, en particular, la contribución de Mendeleiev y Meyer a la ubicación de los elementos en la tabla periódica.
- Establecer relaciones entre la notación espectral de los elementos y su ubicación en la tabla periódica.
- Caracterizar la notación espectral de los elementos, según su ubicación en los grupos y en los periodos.
- Adquirir habilidades para comprender literatura científica y adelantar procesos de aprendizaje de una forma independiente y autónoma.
- Adquirir habilidades para establecer relaciones entre los diferentes conceptos presentes en un texto científico.

Conocimientos previos

- Realice la notación espectral para los elementos Na, Mg, Si, P, S, Cl, Ar.
- Con base en la notación espectral, indique en qué nivel y en qué subnivel se localizan los electrones de valencia de los átomos anteriores.
- ¿Qué diferencia presenta la notación espectral de cada átomo cuando se la compara con la del anterior y con la del siguiente?

Procedimiento

1. De manera comprensiva, estudie los temas de las secciones Dobereiner, Newlands, Mendeleiev y Meyer. Elabore un resumen de dichos temas e incluya algunos ejemplos y discútalos con sus compañeros.
2. Conteste las siguientes preguntas:
   a. ¿Por qué al oro y a la plata se les dio el nombre de nobles y por qué al cobre y al hierro el nombre de bajos?
   b. ¿Qué criterios tuvieron en cuenta Mendeleiev y Meyer para organizar los elementos en la tabla periódica?
   c. Explique qué son los períodos y los grupos.
   d. ¿Cuál es el criterio actual para la organización de los elementos en la tabla periódica?
   e. Según la notación espectral, ¿cuáles son los electrones de valencia de los siguientes grupos de la tabla periódica: los gases nobles, los elementos alcalinos, los halógenos, los elementos alcalinotérreos o del grupo IIA y los del grupo VA?
   f. Según la notación espectral, ¿en qué se parecen y en qué se diferencian los elementos de los grupos principales que están en el mismo período?
3. Responda las preguntas de la evaluación que aparecen al final de la unidad, relacionadas con los temas de este taller.

4.6 VARIACIÓN DE ALGUNAS PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

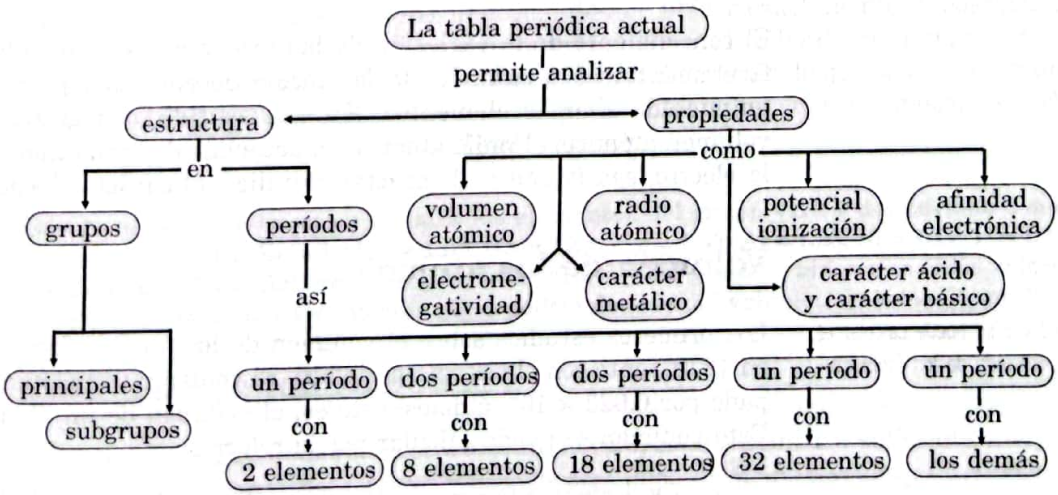


Diagrama 4.4. *Algunas características de la tabla periódica actual.*

Scanned with CamScanner

Observe que la tabla periódica está formada por un período de 2 elementos, 2 períodos de 8 elementos, 2 períodos de 18 elementos; uno de 32 y el último con los demás; los períodos se numeran con cifras arábigas del 1 al 7.

Así mismo, se ve la presencia de 8 grupos o columnas numeradas del IA al VIIIA con cifras romanas.

A medida que se desciende en un grupo, al pasar de un período a otro se pasa de un número cuántico principal al siguiente.

También se puede observar la presencia de una línea quebrada, que parte del boro y termina entre el polonio y el astato.

Hacia la derecha de esta línea, se encuentran los elementos no metálicos y, hacia la izquierda, los metálicos. Los elementos cuyos símbolos están a lado y lado en el cuadro del cual forma parte la línea, se llaman anfóteros o metaloides.

Con base en las notaciones espectrales, la tabla se divide en cuatro regiones: la región *s*, para los grupos IA y IIA; la región *p*, para los demás grupos principales; la región d, para los elementos de transición simple y la región *f* para los de transición interna (*véase* figura 4.11).

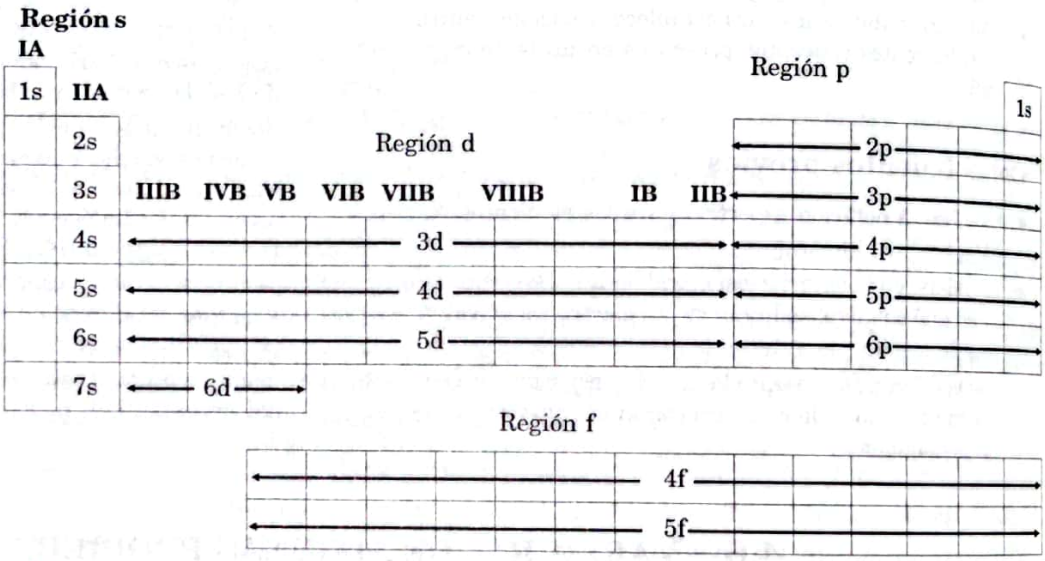


Figura 4.11 *Regiones de la tabla periódica, según las notaciones espectrales.*

El conocimiento de la variación de las propiedades de los elementos de la tabla es fundamental para entender la formación de enlaces y predecir el comportamiento químico de algunos elementos. En este sentido, son de particular importancia el volumen atómico, el radio atómico, el potencial de ionización, la afinidad electrónica, la electronegatividad y el carácter metálico, el carácter básico y ácido.

Volumen de los átomos

¿Cómo se puede calcular el volumen de los átomos?

Los primeros estudios sobre el volumen de los átomos fueron realizados por Meyer, en 1870, junto con el sistema periódico. El volumen que él analizó corresponde al ocupado por 6.023×10^{23} átomos, esto es, el volumen de un átomo gramo del elemento. Este volumen se puede calcular por la relación

$$m = v\,d, \text{ de donde } v = \frac{m}{d};\ m = \text{masa de un átomo gramo o un mol de átomos}$$

Li
12.5
Na
22.8
K
43.4
Rb
53.1
Cs
66.9

Figura 4.12 *Volumen atómico de los elementos del primer grupo.*

A la izquierda se presentan los valores calculados para los volúmenes de los metales alcalinos en cm^3. Como se observa el valor del volumen atómico aumenta al descender en el grupo, lo cual es explicable, ya que cada período representa un nivel de energía más que el anterior.

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
22.8	13.8	9.9	12.0	13.0	15.0	18.3	23.4

Figura 4.13 *Volumen atómico para los elementos del tercer período.*

En el caso del período 3 comienza con el nivel de energía 3. Por eso, el volumen es grande, pero, a medida que se avanza hacia la derecha, se van agregando electrones al mismo nivel, y la carga nuclear positiva va aumentando. Como los electrones al comienzo del período son pocos, la repulsión entre sí es muy baja y, en consecuencia, los electrones son atraídos por el núcleo. Cuando se avanza más a la derecha del período, el número de electrones en el nivel 3 es mayor y aumenta la fuerza de repulsión que prime sobre la atracción del núcleo, y el volumen vuelve a aumentar.

En general, el volumen de los átomos aumenta al descender en los grupos de la tabla periódica. Cuando se recorren los períodos de izquierda a derecha el volumen disminuye inicialmente, para, finalmente, aumentar un poco otra vez.

Radio atómico

Dado que el volumen del átomo es una función del radio, la variación de éste es *idéntica en la tabla periódica y prácticamente la misma*, como se puede ver en seguida.

H							
0.55 Å							
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
1.33 Å	0.90 Å	0.80 Å	0.77 Å	0.73 Å	0.74 Å	0.72 Å	1.12 Å
Na							
1.54 Å							
K							
1.96 Å							
Rb							
2.16 Å							

Figura 4.14 *Radios atómicos para el primer grupo y segundo período, en angstromios.*

Es necesario anotar que, dada la imposibilidad de ubicar exactamente la posición de un electrón alrededor del núcleo, sería utópico definir el radio de un átomo como la distancia del centro del núcleo al electrón externo. En cambio, lo que se hace es tomar la distancia entre dos átomos idénticos comprometidos en un enlace químico, dividirla por dos y asumir este valor como el radio atómico.

ercicio propuesto 4.6

Los valores del radio atómico para los elementos del grupo VIIA y del período 3 son: F = 0.72, Cl = 1.01, Br = 1.15, I = 1.33, Na = 1.54, Mg = 1.36, Al = 1.25, Si = 1.17, P = 1.10, S = 1.04, Ar = 1.54. Elabore un esquema del grupo y del período, ubique en él los valores del radio y comente su variación. ¿Qué podría decirse del volumen de estos átomos?

Potencial de ionización

Si a un átomo *A* cualquiera, eléctricamente neutro, se le suministra suficiente energía, se desprenden uno o varios electrones de valencia y queda el átomo cargado positivamente.

$$A + \text{Energía} \Longrightarrow A^+ + e^-$$

Scanned with CamScanner

Potencial de ionización: energía necesaria para remover un electrón de valencia de un átomo neutro.

La energía necesaria para que un átomo neutro en estado gaseoso pierda uno de sus electrones de la última capa o de valencia se llama potencial de ionización, o energía de ionización. El potencial de ionización está influido por la distancia del núcleo a la cual se encuentra el electrón que se pierde, la carga del núcleo, el apantallamiento de los electrones internos y la mayor o menor cercanía de la estructura de la capa externa al octeto o a la notación ns^2np^6.

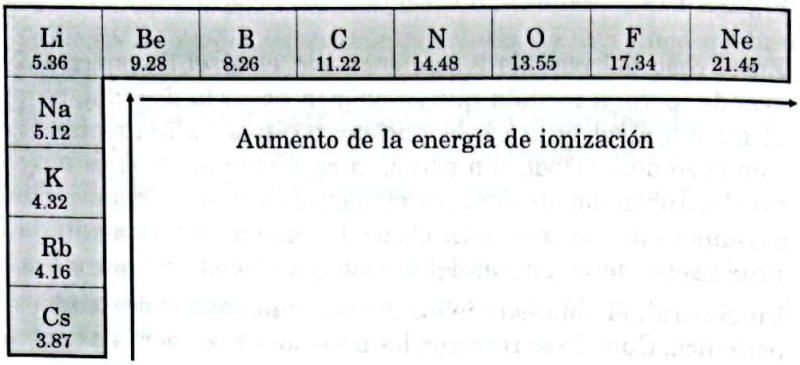


Figura 4.15 *Potenciales de ionización para el primer grupo y el segundo período de la tabla periódica, en electron voltios.*

Obsérvese la disminución de los valores del potencial de ionización de abajo arriba en los elementos del primer grupo, lo cual no es sorprendente, ya que el volumen del átomo aumenta al descender en los grupos. Los electrones de los átomos más grandes están más lejos del núcleo, por lo tanto, menos atraídos y se desprenden con facilidad. Al analizar los potenciales de ionización de los elementos del segundo período, se ve, en líneas generales, un aumento de izquierda a derecha, ya que, por una parte, los elementos cercanos a la estructura del gas noble (octeto) difícilmente ceden sus electrones y, por otra, cuando se analiza la variación del volumen del átomo en los períodos se ve que, al comienzo, hay una contracción, lo cual trae consigo una mayor fuerza de atracción de los electrones por parte del núcleo. Esto, a su vez, implica una mayor energía para desprender un electrón de valencia. La variación del potencial de ionización en la tabla periódica se ilustra en la figura 4.16.

En general, el potencial de ionización aumenta de izquierda a derecha en los períodos de la tabla periódica y disminuye al descender en los grupos.

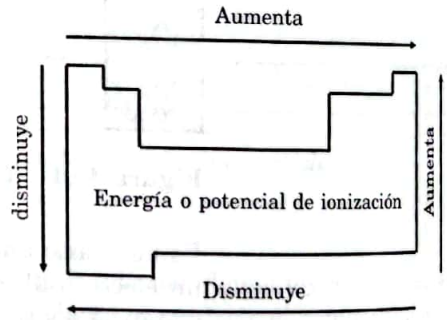


Figura 4.16 *Tendencia general de variación del potencial de ionización en la tabla periódica.*

Afinidad electrónica

Afinidad electrónica: energía ganada o perdida cuando se forma un anión.

Si se toma un átomo *A* de un elemento cualquiera y de alguna manera se hace entrar en este sistema neutro un electrón, el átomo queda cargado negativamente, es decir, se forma un ion negativo o anión y se libera una cantidad de energía.

$$A + 1e^- \Longrightarrow A^- + \text{Energía}$$

En algunos casos, la formación del anión requiere suministrar energía. Se dice, entonces, que tal elemento tiene una afinidad electrónica negativa.

Scanned with CamScanner

La energía que desprende o que absorbe un átomo neutro cuando gana un electrón se llama afinidad electrónica.

Los elementos del grupo VIIA de la tabla periódica y algunos de los elementos de los grupos V y VIA tienen una tendencia espontánea a ganar electrones, debido a que su configuración electrónica del nivel externo está cerca del octeto. De estos elementos, se dice que tienen una afinidad electrónica positiva.

A continuación se presentan los valores en kcal/mol de algunos elementos del primer grupo y del segundo período.

H 17						
Li 14	Be 14	B 5	C 48	N —	O 40	F 80
Na 19						
K 16						

Figura 4.17 *Valores de la afinidad electrónica para algunos de los elementos del primer grupo y segundo periodo, en kcal/mol.*

Debido a que la afinidad electrónica no es fácil de medir, no se conocen valores para todos los elementos. Sin embargo, se observa, con algunas excepciones, una tendencia general a aumentar la afinidad electrónica de izquierda a derecha en los períodos y a disminuir al descender en los grupos. En la figura 4.18, se ilustra la variación de la afinidad electrónica en la tabla periódica.

Esta variación es explicable, si se tiene en cuenta que el volumen atómico presenta la misma variación: cuanto más grande sea el átomo, mayor es la distancia del núcleo a la cual queda unido el electrón y menor es la energía que se libera al capturarlo. De izquierda a derecha, la estabilidad ganada por los átomos al capturar un electrón se manifiesta en un mayor desprendimiento de energía.

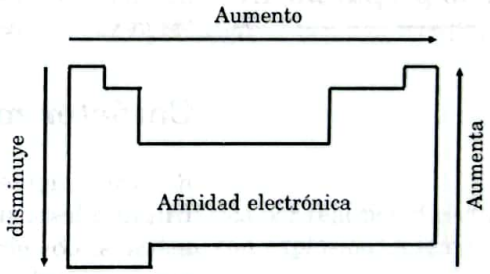


Figura 4.18 *Tendencia general de variación de la afinidad electrónica en los grupos y períodos de la tabla periódica.*

Los factores que influyen sobre la afinidad electrónica son exactamente los mismos que para el potencial de ionización. Algunos elementos, como los metales alcalinos y los gases nobles, no aceptan en su estructura un electrón más, por lo cual se les asigna una afinidad electrónica igual a cero.

Electronegatividad

Cuando los valores del potencial de ionización y la afinidad electrónica son altos para un mismo elemento, se dice que el elemento es muy electronegativo. Una ligera comparación de los análisis para la variación del potencial de ionización y la afinidad electrónica en los grupos y períodos permite ver que varían en el mismo sentido, es decir, aumentan de izquierda a derecha en los períodos y disminuyen de arriba hacia abajo en los grupos.

Scanned with CamScanner

Dentro de lo puramente conceptual, la electronegatividad está dada por la suma del potencial de ionización y la afinidad electrónica, en razón de que ambos conceptos se refuerzan al estar apuntando a la misma dirección.

Basado en esto, Pauling estableció la llamada escala de electronegatividad que lleva su nombre. En ella, los valores varían desde 4.0, para el flúor, que es el elemento más electronegativo hasta ahora conocido, hasta 0.7 para el francio, el menos electronegativo.

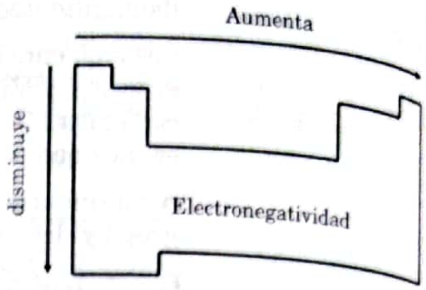


Figura 4.19 *Tendencia general de la electronegatividad en la tabla periódica.*

Electronegatividad: atracción que ejerce un átomo sobre electrones que forman un enlace.

Así, los elementos más electronegativos están a la derecha y arriba de la tabla, y los menos electronegativos a la izquierda y abajo. La electronegatividad es una medida de la tendencia que tienen los átomos a atraer los electrones comprometidos en un enlace.

Ejercicio guía 4.5

Utilizando los valores de la electronegatividad de Pauling, ordene los siguientes elementos de menor a mayor: H, K, Cl, Na, F, O.

Solución

Extrayendo los valores de la electronegatividad para estos elementos, se tiene:

H = 2.1, K = 0.8, Cl = 3.0, Na = 0.9, F = 4.0, O = 3.5, cuyo orden de menor a mayor es: K < Na < H < Cl < O < F

Ejercicio propuesto 4.7

Empleando los valores de la electronegatividad, ordene de mayor a menor los elementos cuyos Z son 21, 25, 40, 9, 5, 72 y 87.

Carácter metálico

Realice la siguiente lectura con apoyo de la tabla periódica. Se ha visto que en el grupo IA están los metales alcalinos y que en el grupo VIIA están los halógenos, que no son metales. Los elementos de estos grupos son altamente reactivos. Físicamente, se observa que, mientras los primeros (grupo IA) son sólidos, los segundos varían de arriba hacia abajo, en el grupo, desde gases hasta sólidos. Así, el F y el Cl son gaseosos a temperatura ambiente, el Br es líquido y el I y el At son sólidos.

Cuando se pasa del Na al Cl en el tercer período o del K al Kr en el cuarto, se avanza desde un elemento metálico hasta otro no metálico, de forma progresiva.

En el tercer período, el sodio, el magnesio y el aluminio son metales, mientras que el silicio, el fósforo, el azufre y el cloro son no metales. En general, el carácter metálico de los elementos aumenta de derecha a izquierda, en los períodos de la tabla periódica.

Tomando ahora los elementos de un grupo, por ejemplo, el IVA, se observa que está formado por el carbono, el silicio, que no son metales. Como es bien conocido, el germanio, el estaño y el plomo son metales. Lo mismo se puede establecer en el grupo VA, que varía desde el nitrógeno, un no metal, hasta el bismuto, que es un metal.

En general, el carácter metálico aumenta cuando se desciende en los grupos de la tabla periódica. La variación del carácter metálico en la tabla periódica se ilustra en la figura 4.20.

Ejercicio guía 4.6

Analice la variación del carácter metálico en el grupo IA y ordene los siguientes elementos según el carácter metálico: K, Rb, Li. ¿Cuál es más metálico?

Scanned with CamScanner

Solución

Puesto que el carácter metálico se hace mayor al descender en un grupo, el litio es el menos metálico de los elementos de este grupo. Al pasar del litio al rubidio, el carácter metálico aumenta.

De los tres elementos mencionados, el más metálico es el Rb.

Ejercicio propuesto 4.8

Analice la variación del carácter metálico en el período dos y ordene los siguientes elementos de menor a mayor, según ese carácter: O, F, Be, B, N y, Li.

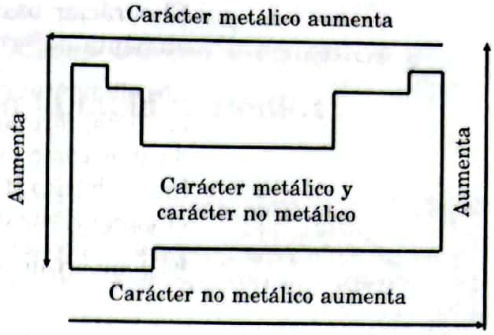


Figura 4.20 *Variación general del carácter metálico y no metálico de los elementos en la tabla periódica.*

Carácter básico y carácter ácido

Como se dijo antes, hacia la derecha de la línea quebrada que va del boro al astato se encuentran los elementos no metálicos y, hacia la izquierda, los metales.

Una solución es básica cuando, al agregarle un indicador como la fenolftaleína, produce una coloración roja.
También se puede identificar una base con papel tornasol: el tornasol azul permanece azul y el tornasol rojo se vuelve azul.

Los metales reaccionan con el oxígeno para dar óxidos que, al disolverlos en agua, forman soluciones básicas.

Este comportamiento de los metales se puede representar así:

metal + oxígeno = óxido de metal

óxido de metal + agua = solución básica

Si se representa por M un metal del primer grupo, y por O_2 el oxígeno, se puede escribir:

$$4M + O_2 \longrightarrow 2M_2O$$

$$M_2O + H_2O \longrightarrow 2MOH,$$

donde MOH representa la base formada.

Los elementos más metálicos tienen mayor tendencia a formar bases y los menos metálicos tienen menor carácter básico.

Los elementos del grupo I A también producen una solución básica por reacción directa con el agua. En este caso, la reacción es violenta y se produce con explosión. Además, de la base producida se desprende hidrógeno.

$$M + H_2O \longrightarrow MOH + H_2$$

Ejercicio guía 4.7

Si M representa el K, describa el comportamiento de este elemento con el oxígeno y con el agua.

Solución

El potasio con el O_2 forma el óxido de potasio.

$4K + O_2 \longrightarrow 2K_2O$, óxido de potasio.

el K_2O se disuelve en agua para formar una base o hidróxido.

$K_2O + H_2O \longrightarrow 2KOH$

Hidróxido de potasio; también el K reacciona con el agua, para formar la base y desprender hidrógeno.

$2K + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2\uparrow$

Ejercicio propuesto 4.9

Si M representa el Li y el Na, describa el comportamiento de estos dos elementos con el oxígeno y con el agua.

Las características básicas de los elementos están íntimamente relacionadas con su carácter metálico y, por tanto, en la tabla periódica varían en el mismo sentido.

Scanned with CamScanner

El carácter básico en los periodos disminuye de izquierda a derecha y en los grupos aumenta de arriba abajo.

Los elementos no metálicos reaccionan con el oxígeno para dar óxidos que, al disolverlos en agua, forman soluciones ácidas. Una solución es ácida cuando, al agregarle un indicador como la fenolftaleína, no se produce ninguna coloración. Al igual que una solución básica, también se puede identificar una solución ácida con el papel tornasol: el papel tornasol rojo permanece rojo y el azul se vuelve rojo.

El comportamiento de los no metales con el oxígeno se puede describir así:

no metal + oxígeno = óxido del no metal
óxido del no metal + agua = solución ácida

Así, si el azufre se quema en presencia del oxígeno para dar el trióxido de azufre, SO_3, éste se disuelve en agua para dar el ácido correspondiente.

$2S + 3O_2 \longrightarrow 2SO_3$ trióxido de azufre

$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$ ácido sulfúrico

En particular, los elementos del grupo VIIA –los halógenos– reaccionan con el hidrógeno para formar ácidos.

Si X representa un halógeno, la reacción se puede escribir así:

$X + H_2 \longrightarrow 2HX$

Ejercicio guía 4.8

Si X representa el yodo, describa el comportamiento de este elemento con el hidrógeno.

Solución

El yodo forma con el hidrógeno un ácido de fórmula HI.

$I_2 + H_2 \longrightarrow$ 2HI ácido yodhídrico, cuyas soluciones acuosas son ácidas.

Ejercicio propuesto 4.10

Si X representa el F y el Cl, describa el comportamiento de estos elementos con el hidrógeno y con el agua.

Los elementos no metálicos tienen tendencia a formar ácidos.

Las características ácidas de los elementos se relacionan íntimamente con su carácter no metálico y, por tanto, varían en el mismo sentido en la tabla periódica. La variación del carácter ácido y del carácter básico en la tabla periódica se ilustra en la figura 4.21.

El carácter ácido en los períodos aumenta de izquierda a derecha y, en los grupos, de abajo hacia arriba.

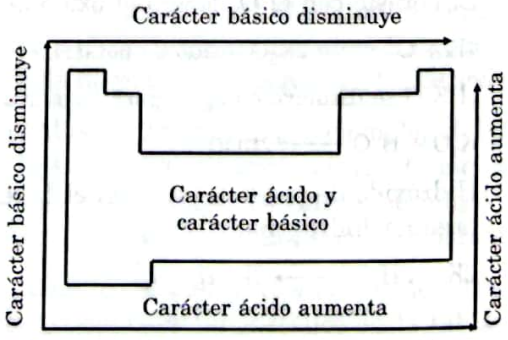


Figura 4.21 *Variación del carácter ácido y del carácter básico en la tabla periódica.*

Scanned with CamScanner

Taller 4.2 Propiedades periódicas de los elementos y ubicación en la tabla periódica

Logros

- Establecer relaciones entre la ubicación de los elementos en la tabla periódica y algunas propiedades como volumen atómico, radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, carácter metálico, carácter básico y carácter ácido.
- Establecer generalizaciones acerca de la variación de las propiedades periódicas de los elementos en la tabla periódica.
- Leer comprensivamente textos de carácter científico.
- Programar el tiempo y desarrollar, así, efectivamente las actividades académicas.

Conocimientos previos

- Ubique en la tabla periódica los elementos que presentan un electrón en el último nivel de energía ¿qué nombre recibe este grupo?
- ¿Dónde se ubican en la tabla periódica los elementos con siete electrones en el último nivel?
- ¿Cómo se relaciona la notación espectral de un elemento con su ubicación en los grupos principales?

Procedimiento

1. Elabore un resumen acerca de los temas volumen atómico, radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, carácter metálico, carácter básico y carácter ácido.
2. Resuelva los ejercicios guía de la sección 4.6 de esta unidad.
   Como resultado de este trabajo, precise las estrategias o pasos clave utilizados en la resolución de dichos ejercicios y resuelva, luego, los ejercicios propuestos en dichas secciones.
3. Resuelva los ejercicios planteados en la autoevaluación relacionados con los temas de este taller.
4. Analice, con sus compañeros, los resultados obtenidos.
5. Resuelva las dudas, si las hay, entre sus compañeros y, si es necesario, acuda al profesor.
6. ¿Qué temas representaron más dificultades y cómo las solucionó?

Autoevaluación

4.1 Introducción

1. Si tuviera que organizar los elementos de acuerdo con las propiedades químicas y físicas, ¿cómo lo haría? Dé un ejemplo.

4.2 Dobereiner y Newlands

1. Describa brevemente las triadas de Dobereiner.
2. ¿En qué consistía la ley de las octavas de Newlands?

4.3 Mendeleiev y Meyer

1. ¿Cuál fue la base para la clasificación sistemática de los elementos hecha por Meyer y Mendeleiev?
2. Si a usted le pidieran un concepto o definición de la ley periódica, ¿qué contestaría?
3. ¿Cómo explicó Meyer los huecos que debía dejar en su tabla al agrupar los elementos con base en las propiedades físicas y químicas?
4. Haga una comparación entre los trabajos de Mendeleiev y Meyer sobre la clasificación periódica de los elementos.

Scanned with CamScanner

4.4 El número atómico y la tabla periódica

1. ¿Cuál fue el significado inicial del número atómico?
2. ¿Qué representa el número atómico en la actualidad?

4.5 Tabla periódica y las notaciones espectrales

1. ¿Cuántos electrones pertenecen al último nivel de energía de los elementos del grupo VIIIA?
2. Los elementos del grupo VIIIA tienen una terminación para su notación espectral $ns^2\ np^6$. ¿Qué representa n, en este caso?
3. Diga el grupo y el período al cual pertenece el elemento cuya notación espectral termina en $6s^2\ 6p^6$.
4. Escriba la notación espectral del elemento 49 y diga a qué grupo y a qué período pertenece.
5. Escriba la notación espectral de rubidio y diga a qué grupo y a qué período pertenece en la tabla periódica.
6. Escriba la terminación de la notación característica para los elementos del grupo VIIA. ¿Qué representa n, en este caso?
7. ¿Por qué razón el hidrógeno forma parte del primer grupo de la tabla sin ser un metal?
8. Establezca una terminación para la notación espectral que sea característica para cada uno de los elementos de los grupos IIA, IIIA, IVA, VA y VIA.
9. ¿Cree usted que el grupo al cual pertenece un elemento quede determinado si se conocen el número de electrones de valencia?. Si esto es cierto, ¿a qué grupo pertenece un elemento que tiene 4e de valencia?
10. ¿Cuáles son los electrones que, generalmente, se llaman de valencia?
11. ¿A qué grupo y a qué período pertenece el elemento cuya notación espectral es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$?, ¿cuántos electrones de valencia tiene?
12. Explique en forma breve por qué, entre el calcio, que pertenece al segundo grupo y el galio, que pertenece al tercero, hay 10 elementos?, ¿qué nombre reciben estos elementos?

4.6 Variación de algunas propiedades de los elementos en la tabla periódica

1. Escriba algunas propiedades características comunes a los elementos del grupo IA.
2. Los metales alcalinos reaccionan fuertemente con el agua desprendiendo hidrógeno y formando soluciones básicas. Escriba una ecuación general para esta reacción.
3. ¿Por qué razón se llama a los del grupo IA metales alcalinos?
4. ¿Cuál es el número de electrones de valencia de los elementos del grupo IA?
5. ¿A qué grupo y a qué período pertenece un elemento cuya notación espectral termina en ns^1?
6. Diga algunas características comunes a los elementos del grupo VIIA.
7. ¿Cómo explicaría el hecho de que el Ne se comporta como un gas noble si no tiene, como todos los demás elementos de su grupo, ocho electrones en su capa externa?
8. ¿Cuántos elementos forman el período 1 de la tabla periódica?, ¿cuáles son?
9. ¿Cuántos elementos forman el período 2 de la tabla periódica?, ¿cuáles son?
10. ¿Cuántos períodos de 2, 8, 18 y 32 elementos existen?
11. ¿Cómo varía el carácter metálico en los grupos y períodos de la tabla?
12. Describa la variación del carácter básico en los grupos y en los períodos de la tabla periódica.
13. ¿Qué son elementos anfóteros? Escriba un ejemplo.
14. Explique por qué el volumen de los átomos aumenta al descender en un grupo.
15. ¿Qué es el potencial de ionización y cómo varía en los grupos y períodos de la tabla?
16. ¿Qué es la afinidad electrónica y cómo varía en los grupos y períodos de la tabla?
17. ¿Cómo varía el volumen atómico en los períodos y a qué se debe esto?
18. Elabore frases con sentido químico con cada una de las palabras clave.
19. Extraiga el mayor número de relaciones de cada una de las estructuras conceptuales.

Scanned with CamScanner

A propósito de los terremotos . . .

En la actualidad, la mayoría de las grandes características geológicas de la Tierra pueden ser interpretadas en el contexto de una teoría unificadora llamada tectónica de placas.

Los continentes, o mejor, la corteza continental, se consideran como incrustaciones que a manera de "balsas" flotan en la litosfera. En las demás partes, alrededor del planeta la corteza terrestre se reduce a una capa delgada que cubre la litosfera. De esta manera es posible diferenciar en la litosfera una corteza continental de un espesor mayor y una corteza oceánica con un espesor de apenas unos kilómetros en algunas partes; en efecto, en el fondo de los mares se han registrado espesores de la corteza terrestre que sólo alcanzan entre 6 y 7 km.

La idea central de la tectónica de placas es extremadamente simple, supone que la litosfera está partida en unos doce grandes fragmentos o placas que están en continuo movimiento unas con respecto a las otras, como unidades independientes; dentro de esta forma de concebir la Tierra, los continentes forman parte de esas placas y por tanto se mueven con ellas; en la actualidad se pueden distinguir seis placas grandes y otras tantas de menores dimensiones.

Cada una de las placas está limitada por bordes a lo largo de los cuales se concentra toda la actividad y el movimiento con las placas vecinas; éstos son justamente los lugares de mayor movimiento sísmico y erupciones volcánicas.

Se distinguen básicamente tres clases de bordes, unos son de tipo constructivo, a lo largo de los cuales las placas se separan dejando grandes grietas, que se van llenando a medida que la roca fundida o magma sale desde las profundidades para generar nueva corteza terrestre.

Ésta es la situación que se presenta a lo largo de los bordes de la placa americana y las placas Africana y Eurasia que se tocan en el fondo del océano Atlántico; estos bordes se caracterizan por la generación continua de temblores y una gran actividad volcánica.

Si las placas se separan a lo largo de unos bordes, dada la forma geométrica de la Tierra en otros deben chocar, son los llamados bordes destructivos. Por lo general cuando dos bordes chocan, una placa se sumerge debajo de la otra, en estos puntos se destruye la corteza terrestre ya que al penetrar esta corteza en el manto se funde y se vuelve magma ante las grandes temperaturas que se presentan en esas profundidades.

Estas zonas se caracterizan por la formación de largas y altas cadenas montañosas, así como también por la presencia de inmensas fosas oceánicas, a lo largo de las cuales con mucha frecuencia se generan terremotos de poca y gran profundidad; también es característico de estas zonas una gran actividad volcánica.

Un ejemplo de estos bordes destructivos se presenta en Suramérica, en el contacto entre la placa de Nasca y la placa Suramericana; la placa de Nasca se sumerge por debajo de la placa Suramericana la cual se "arruga", para dar origen a los Andes, las grandes fosas del océano Pacífico a lo largo de Chile, a los grandes volcanes suramericanos y a frecuentes terremotos.

Quizá en el movimiento y la dinámica asociada con los bordes de estas placas haya que buscar explicaciones para la destrucción de Popayán, Armero y recientemente la tragedia de Belalcázar y otros caseríos a lo largo del cañón del río Páez en el Cauca.

En otros lugares del planeta, las placas apenas se tocan dando origen a bordes pasivos, allí no se crea ni se destruye corteza terrestre, las placas simplemente resbalan una respecto a la otra; éste es el caso de la falla de San Andrés, que cruza por California, allí la placa del Pacífico resbala en dirección noroccidente sobre la placa Norteamericana; la dinámica de estos bordes está asociada con la producción de terremotos de poca profundidad como aquel que destruyó la ciudad de San Francisco en 1906.

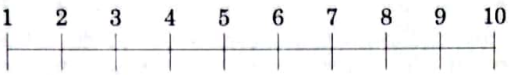
Colombia está ubicada cerca de una de las zonas de mayor actividad sísmica del planeta, de ahí la gran necesidad de tomar conciencia de los riesgos que esto implica y practicar todas las posibles medidas de prevención.

Scanned with CamScanner

PARA EL PORTAFOLIO

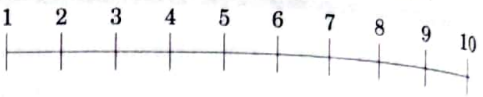
- Asigne un valor en la escala de 1 a 10 a cada uno de los siguientes aspectos. Confronte su calificación con la de otros compañeros, analice los resultados y de ser necesario proponga alternativa frente a aquellos aspectos de baja calificación:

1. Aclaración y estímulos que recibo por parte del profesor.

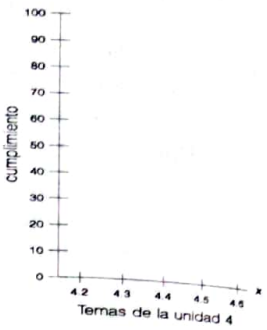


2. Participación, aportes y colaboración suya durante el desarrollo de las clases.

3. Interés por el desarrollo de los temas.



- Asigne valores a las coordenada *x*, *y*. Grafique mediante barras. *x* representa los temas de la unidad, y representa cumplimiento con tareas, ejercicios y trabajos frente a dichos temas.



Scanned with CamScanner

Unidad 5
Enlace químico y estado de oxidación

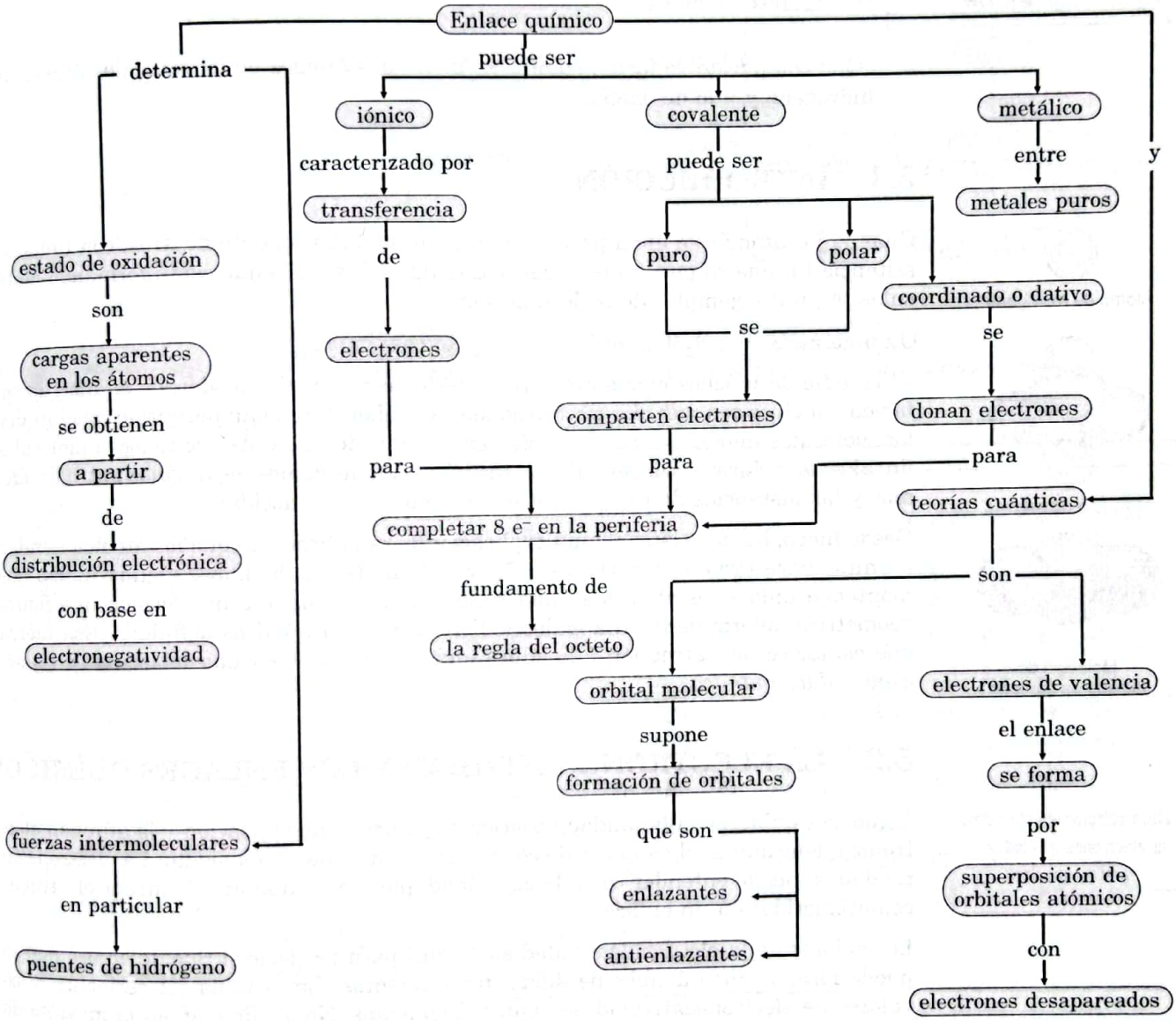


Diagrama 5.1 *Enlace químico y estado de oxidación.*

Scanned with CamScanner

Términos clave

Enlace químico y estado de oxidación, valencia, polaridad, fuerzas intermoleculares, tipos de enlace, símbolos y fórmulas de Lewis, regla del octeto, cationes, aniones, excepciones a la regla del octeto, momento dipolar, fuerzas intermoleculares, puentes de hidrógeno, fuerzas de Van der Waals, dureza, solubilidad, longitud de enlace, teoría del orbital molecular, teoría de electrones de valencia.

Logros

- Relacionar algunas propiedades de los átomos, como la electronegatividad, los electrones de valencia, con la formación de los enlaces químicos.
- Diferenciar los enlaces químicos, teniendo en cuenta los átomos que los conforman y el comportamiento químico de los compuestos que forman.
- Utilizar los símbolos de Lewis como una forma de representar enlaces químicos.
- Participar activamente en la construcción de un ambiente escolar que propenda por el respeto de las ideas de los demás y el desarrollo de habilidades de trabajo en grupo.

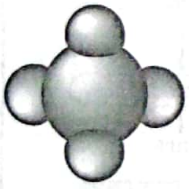
Conocimientos previos

1. Analice la siguiente frase: "Los átomos se enlazan entre sí para formar compuestos". Dé algunos ejemplos.

2. ¿Qué compuesto se forma cuando se unen, dos átomos de oxígeno, dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno?

5.1 INTRODUCCIÓN

Átomo de hidrógeno



Molécula de metano

Molécula de dióxido de carbono

Cuando los átomos se unen para formar grupos eléctricamente neutros, con una consistencia tal que se pueden considerar una unidad, se dice que están formando moléculas. Algunos ejemplos de moléculas son:

O_2: diatómica SO_2: triatómica NH_3: tetraatómica

El estudio de muchos elementos y compuestos con métodos modernos de instrumentación e incluso con métodos convencionales de laboratorio, han permitido concluir que las moléculas tienen una conformación geométrica definida. Así, se conocen moléculas lineales, tetraédricas, piramidales, octaédricas, en las cuales los ángulos entre los átomos y las distancias de estos entre sí son definidas y conocidas.

Desde luego, ha de existir alguna explicación para el hecho de que los átomos tiendan a unirse para formar estructuras o figuras definidas. Debe haber alguna fuerza que mantenga unidos los átomos en una molécula, de tal manera que formen una figura geométrica determinada en ángulos y distancias interatómicas definidas. Esa fuerza que establece una atracción o ligadura entre los átomos en una molécula se conoce como *enlace químico.*

5.2 LA ELECTRONEGATIVIDAD Y LOS ENLACES QUÍMICOS

¿Qué relación existe entre la electronegatividad y el enlace químico?

Como se estableció en la unidad anterior, el potencial de ionización y la afinidad electrónica determinan el concepto de *electronegatividad* de un elemento. La electronegatividad se puede entender como la capacidad que tiene un átomo de atraer electrones comprometidos en un enlace.

Los valores de la electronegatividad son útiles para predecir el tipo de enlace que se puede formar entre átomos de diferentes elementos. En la tabla 5.1 se incluyen los valores de electronegatividad de algunos elementos. No olvide que, en la mayoría de los casos, las propiedades químicas de los elementos dependen de los electrones de valencia y de su estructura electrónica.

Scanned with CamScanner

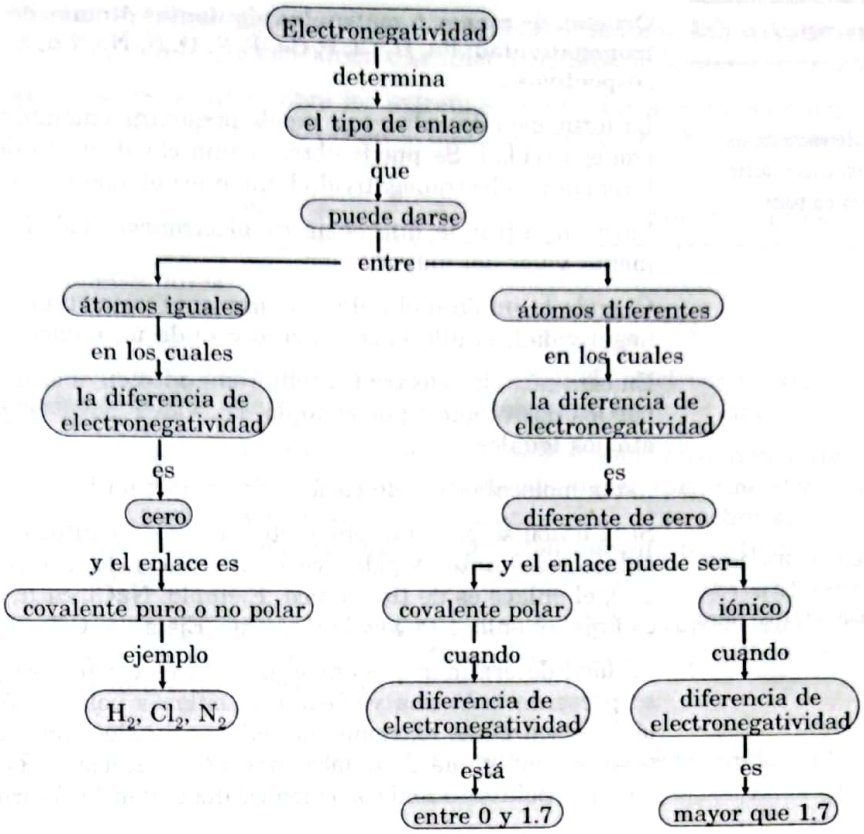


Diagrama 5.2 *Relaciones entre la electronegatividad y el tipo de enlace.*

Elemento más electronegativo ↑

H															
2.1															
Li	Be										B	C	N	O	F
1.0	1.5										2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2										1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Ga	Ge	As	Se	Br
0.8	1.0	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.8	1.9	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	In	Sn	Sb	Te	I
0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	1.2	1.9	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5
Cs	Ba	La-	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Tl	Pb	Bi	Po	At
0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.8	1.8	1.9	2.0	2.2
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np-Lw									
0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.3									

↓ Elemento menos electronegativo

Tabla 5.1 *Valores de electronegatividad de Pauling.*

Scanned with CamScanner

Ejercicio propuesto 5.1

Ordene, de menor a mayor, los siguientes átomos de acuerdo con el valor de su electronegatividad: Fe, H, Cl, P, Ca, F, K, O, N, Na, Cu, S (véase tabla 5.1, para los valores respectivos).

¿Qué diferencia existe entre un enlace polar y uno no polar?

La formación de enlaces se puede presentar entre átomos de igual o de diferente electronegatividad. Se puede obtener una clasificación de los enlaces al establecer la diferencia de electronegatividad entre los elementos comprometidos en él.

Para encontrar la diferencia de electronegatividad entre dos elementos, se resta el menor valor del mayor valor.

Cuando la unión o el enlace se presenta entre átomos de elementos de igual electronegatividad, la diferencia es cero y se da un enlace *covalente puro.*

En este caso, los electrones comprometidos en el enlace están igualmente compartidos por los dos átomos, por ejemplo, H_2, Cl_2, F_2, N_2, O_2 y otras moléculas biatómicas de átomos iguales.

Estas moléculas son de carácter no polar; no hay formación de dipolos.

En un enlace iónico se transfieren electrones. En un enlace covalente se comparten electrones.

Si la unión se presenta entre átomos de elementos de diferente electronegatividad, el enlace resultante es polar. Si la diferencia de electronegatividad es alta (mayor que 1.7), el enlace es de tipo *iónico*. Ejemplo: NaCl. Si la diferencia de electronegatividad es baja, el enlace es covalente polar. Ejemplo: CO.

Es fácil determinar que entre los enlaces covalentes puros o no polares y los iónicos se presenta toda una variedad de enlaces polares. Así, los enlaces covalentes y los iónicos son casos extremos de valores de electronegatividad. En realidad, lo que se tiene es una gama de enlaces que va desde los no polares, o covalentes puros hasta los muy polares o iónicos, como se ilustra en la figura 5.1.

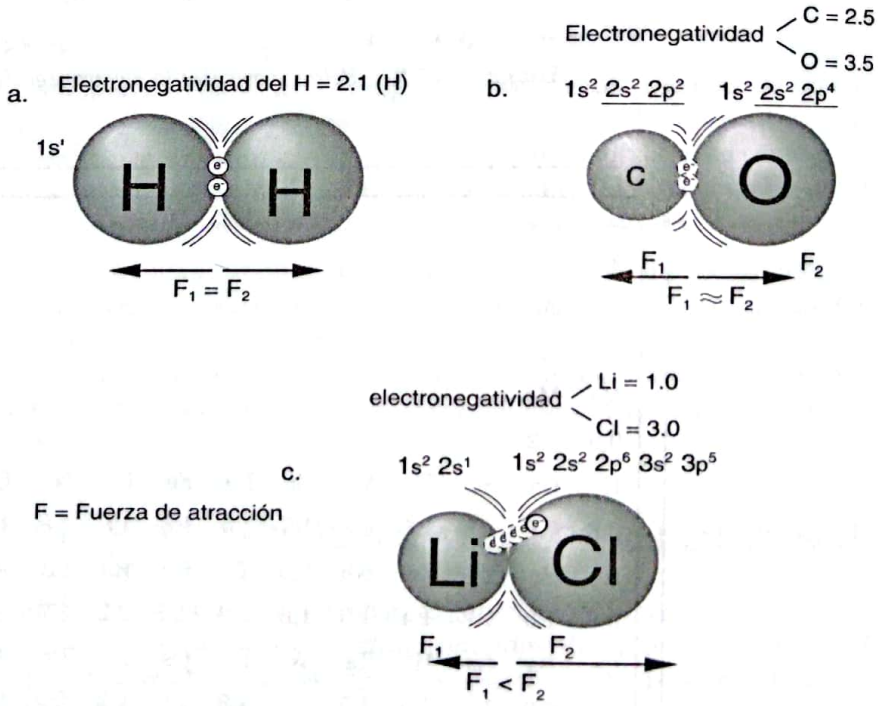


Figura 5.1 *Fuerza de atracción y su relación con los enlaces químicos.*

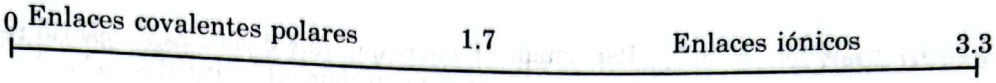
Tomando como base los valores de la electronegatividad de Pauling dados en la tabla 5.1 y analizando sus valores extremos, se tiene:

El valor más alto, que es 4, lo presenta el F y el más bajo, que es 0.7, lo presenta el Fr.

Scanned with CamScanner

De tal manera, la mayor diferencia de electronegatividad que se puede presentar es 4.0 – 0.7 = 3.3, y la mínima es 0 cuando se unen 2 átomos de igual electronegatividad.

Al colocar estos dos valores sobre los extremos de una línea recta, se puede ilustrar la progresión de polaridad de los enlaces desde los no polares hasta los iónicos.



Enlaces covalentes puros
(no polares)

Como regla general, se tiene que, cuando la diferencia de electronegatividad entre los dos elementos es mayor que 1.7, el enlace presenta alto carácter iónico.

Todo enlace que se presente entre átomos de diferentes elementos, necesariamente ha de tener algún carácter polar, puesto que los átomos tienen distintas electronegatividades. En estos casos, el elemento más electronegativo atrae sobre sí la pareja de electrones compartidos, de manera que permanecen durante más tiempo más cerca de este que del otro.

En líneas generales, se considera que, cuando un metal de los grupos I A o II A reacciona con un no metal del grupo VIIA, este último elemento toma prácticamente los dos electrones y se forma un enlace iónico.

Ejercicio guía 5.1

Haciendo uso de los valores de electronegatividad que aparecen en la tabla 5.1,

a. Ordene los siguientes enlaces en forma creciente de polaridad: Na — Cl, H — H, As — F, O — F y N — H.

b. ¿Cuáles de estos enlaces son iónicos?

c. ¿Cuáles son no polares?

Solución

a. Como el ejercicio no suministra los datos sobre los valores de electronegatividad, se debe acudir a la tabla 5.1 para obtenerlos y poder hallar la diferencia de electronegatividades entre cada par de átomos que forman un enlace.

- Como la polaridad está dada por la diferencia de electronegatividades, a mayor diferencia, mayor polaridad. Hecho esto, se ordenan de menor a mayor, según las diferencias encontradas.
- Se presentará un enlace iónico en aquellos pares de átomos con diferencia de electronegatividad mayor que 1.7. Los pares de enlaces con diferencia de electronegatividad igual a cero presentan un enlace no polar.

  La electronegatividad para el sodio, según la tabla, es 0.9 y, para el cloro, 3.0; entonces, la diferencia es 3.0 – 0.9 = 2.1.

  Haciendo lo mismo para los otros enlaces, se tiene:

H — H	2.1 — 2.1	= 0
F — As	4.0 — 2.0	= 2.0
F — O	4.0 — 3.5	= 0.5
N — H	3.0 — 2.1	= 0.9

  El orden creciente de polaridad es:

H — H	= 0	⇒	Enlace no polar
F — O	= 0.5	⇒	Enlaces polares
N — H	= 0.9		
F — As	= 2.0	⇒	Enlaces iónicos
Na — Cl	= 2.1		

Scanned with CamScanner

b. De lo anterior, se deduce que son iónicos los siguientes enlaces:
As — F y Na — Cl

c. Es no polar o covalente puro el enlace H — H. Por otra parte, la diferencia de electronegatividades es cero para un solo enlace, que es H — H, con lo cual se tiene un enlace covalente puro.

Para analizar las respuestas dadas, es necesario recordar que se forman enlaces iónicos cuando se unen elementos situados en los dos extremos de la tabla periódica, con lo cual se tiene una alta diferencia de electronegatividad. Esta situación se cumple satisfactoriamente en los dos casos de enlace iónico antes mencionados.

Ejercicio propuesto 5.2

Calcule la diferencia de electronegatividades en cada uno de los siguientes enlaces, y ordénelos de mayor a menor.

Determine cuáles presentan enlaces iónicos y cuáles covalentes polares:
Na — S; H — F; O — Cl; C — N; O — Ag: K — S.

5.3 Símbolos electrónicos y fórmulas de Lewis

¿Para qué sirven las fórmulas de Lewis?

Símbolos electrónicos o estructura de Lewis
son
símbolos de electrones de valencia
con
puntos, círculos o signos × ó +
se usan para representar
un enlace químico

Diagrama 5.3 *Estructuras de Lewis.*

Para representar un enlace químico y las reacciones entre los átomos, el químico norteamericano G. N. Lewis estableció que se pueden utilizar círculos, puntos, el signo por ×, o el signo más +, alrededor del símbolo del elemento, para representar sus electrones de valencia. De esta manera, los electrones de la capa externa o electrones de valencia representados alrededor del símbolo de los elementos se denominan *símbolos electrónicos de Lewis*.

Para el caso de los grupos representativos de la tabla periódica, el número de electrones de valencia está dado por el número del grupo, por ejemplo, el símbolo de Lewis para el boro es B. Se representa con tres puntos ya que, según la notación espectral $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$, del elemento cuyo Z es 5, presenta 3 electrones en el último nivel de energía, llamado también nivel de valencia. Por tanto, el B pertenece al grupo IIIA. En esta notación, el símbolo, B, se llama centro y representa tanto al núcleo como a los electrones internos ($1s^2$). Los 3 puntos alrededor representan los electrones en el nivel externo.

Para el caso de los elementos de los grupos representativos, basta con saber el grupo, para escribir los símbolos electrónicos de Lewis respectivos.

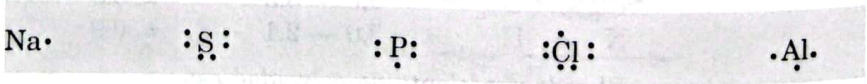
Ejercicio guía 5.2

Represente los símbolos electrónicos de Lewis de los elementos Na, S, P, Cl, Al.

Solución

Se requiere conocer el número atómico para hacer la notación espectral y determinar los electrones de valencia. Puesto que estos elementos pertenecen a los grupos representativos, basta sólo con saber el grupo al cual pertenece cada átomo, para escribir los símbolos electrónicos de Lewis.

La tabla periódica presenta la siguiente información: Na = IA, S = VIA, P = VA, Cl = VIIA, Al = IIA. Por tanto, los símbolos de Lewis de estos elementos quedan así:



Ejercicio propuesto 5.3

Represente los electrones de valencia de los siguientes elementos del período 2: Li, Be, B, C, N, O, F, Ne. Utilice los símbolos electrónicos de Lewis.

Esta notación es muy útil para los elementos representativos de la tabla periódica, pero tiene dificultades de uso en los elementos de transición, debido a que estos elementos, por lo general, utilizan para sus enlaces, electrones de más de 1 nivel principal.

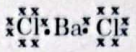
Scanned with CamScanner

Esto hace que el concepto de electrones de valencia sea un poco indefinido para los elementos de transición.

Las fórmulas de las moléculas también se pueden expresar mediante la estructura de Lewis. Para diferenciar los electrones de valencia de cada elemento, se deberán utilizar diferentes símbolos.

Ejercicio guía 5.3 **Utilizando los símbolos de Lewis, represente las moléculas de $BaCl_2$, NaCl, HClO y H_2SO_4.**

Solución La molécula de $BaCl_2$ se representa así:

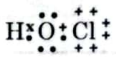


donde los electrones de valencia del cloro corresponden a las x, y los de Bario, a los puntos.

La estructura de Lewis, para el NaCl, queda así:

Obsérvese que el cloro tiene siete electrones de valencia y el sodio 1. En la estructura de Lewis para el NaCl, la x representa el electrón del sodio y los puntos, los electrones del cloro.

De la misma manera, al representar con una x el electrón del hidrógeno, con • los electrones del oxígeno y con + los electrones de valencia del cloro, la fórmula de Lewis del HClO es



Para el caso del H_2SO_4, en el cual se representa el electrón del H por x, los del O por puntos y los del S por signos +, la fórmula de Lewis es

El hidrógeno tiene 1 electrón de valencia, el oxígeno 6 y el azufre, 6.

jercicio propuesto 5.4 **Represente las siguientes moléculas, utilizando la estructura de Lewis: CO_2, H_2S, NH_3.**

Taller 5.1

Electronegatividad y enlace químico. Símbolos y fórmulas de Lewis

Logros

- Establecer relaciones entre la electronegatividad y los enlaces químicos.
- Aplicar los símbolos electrónicos y fórmulas de Lewis en la representación de compuestos para visualizar los electrones de valencia.
- Desarrollar habilidades para comunicarse con los demás, tanto en forma oral como escrita.

Conocimientos previos

- Explique el significado de los términos electronegatividad y enlace químico.
- Nombre algunos compuestos que usted conozca y, si es posible, escriba las fórmulas. ¿Cuántos elementos forman dichos compuestos?
- Ordene los siguientes elementos según los valores de su electronegatividad: Cs, P, K, Br, Si, C.

Scanned with CamScanner

Procedimiento

1. Elabore un resumen en el que explique el significado de los términos enlace químico, electronegatividad, símbolos y fórmulas de Lewis. Dé algunos ejemplos.
2. Confronte, con sus compañeros, el resumen realizado y aclare posibles dudas.
3. Desarrolle los ejercicios guía del 5.1 al 5.3. Después de haberlos entendido, resuelva los ejercicios propuestos hasta ahora en esta unidad.
4. Resuelva lo siguiente:
   a. Determine para cada uno de los siguientes pares de enlaces químicos el que tenga mayor polaridad:
   H — I, N — O; C — O, C — S; Si — O, C — O; B — H, Al — H; Cl — O, Br — O.
   b. Resuelva los ejercicios de la sección de autoevaluación de esta unidad correspondientes a los temas de este taller.
   c. Para los ejercicios que usted no logre resolver, acuda nuevamente al texto, aclare los conceptos e intente solucionarlos nuevamente.
5. *Opción*: Analice los diagramas conceptuales 5.2 y 5.3 asociados con los temas de este taller,A partir de ella:
   a. Identifique las relaciones fundamentales entre los conceptos que usted ha aprendido.
   b. Escriba uno o varios párrafos en que se muestren esas relaciones.
   c. Establezca otras relaciones que usted haya podido encontrar a través del estudio de estos temas.
   d. De los temas objeto de este taller, seleccione uno y elabore una estructura conceptual.

5.4 TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

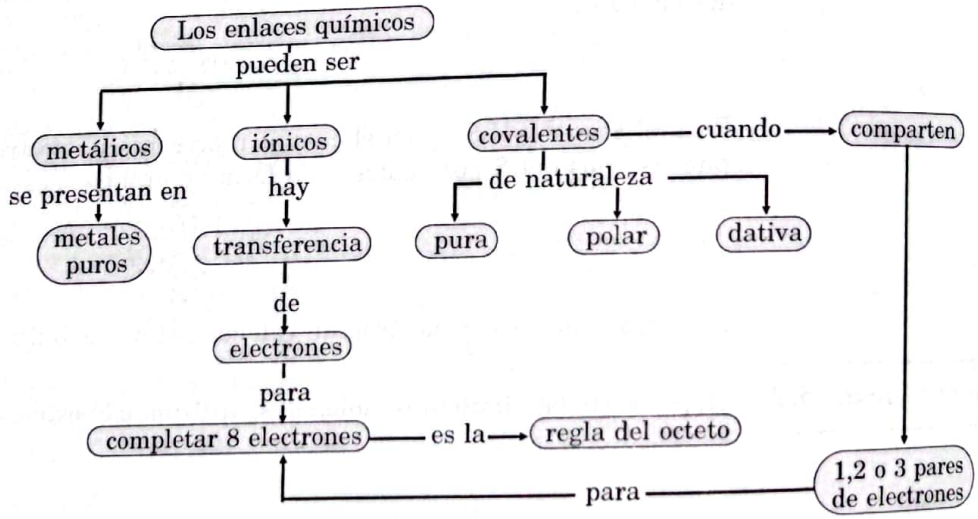


Diagrama 5.4 *Tipos de enlaces químicos.*

Como se ha mencionado, el enlace iónico o electrovalente es un "extremo" del enlace polar. Este enlace, que es uno de los más estables y fuertes, surge cuando los electrones de valencia son trasladados de un átomo a otro, lo cual conduce a la formación de partículas cargadas positiva o negativamente llamadas *iones*. Los iones así formados se mantienen unidos por fuerzas electrostáticas, o fuerzas de atracción. Empleando los símbolos de Lewis para el sodio y el cloro, la formación de este enlace se puede ilustrar así:

$$Na - 1\,e^- \Rightarrow [Na]^+$$

$$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}\cdot + 1\,e^- \Rightarrow [:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:]^-$$

$$[Na]^+ + [:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:]^- \Rightarrow Na:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$$

Scanned with CamScanner

Cuando los elementos se combinan entre sí, existe una reorganización de las estructuras electrónicas, generalmente de los electrones situados en el último nivel o electrones de valencia.

Al hacer la notación espectral de los gases nobles, grupo VIIIA, se observa que, en la capa externa, tienen 8 electrones. Como se sabe, estos elementos son muy poco reactivos. Esto indica que la estructura de los gases nobles es bastante estable y resistente a la interacción con otros átomos.

Ejercicio propuesto 5.5

Realice la notación espectral de los elementos Ne, Ar y Kr. ¿Cuántos electrones presenta cada uno en el nivel externo?

Se ha demostrado que los átomos de los elementos que presentan una configuración electrónica cercana a la de un gas noble, es decir, que les sobran o les faltan 1 ó 2 electrones, reaccionan de tal manera que, al perder o ganar dicho número de electrones, adquieren la estructura del gas noble más cercano, esto es, ocho electrones. Mediante este proceso, los elementos forman iones que pueden ser cationes o aniones.

Formación de cationes y aniones

En el plano puramente didáctico, es posible imaginar un átomo formado por un círculo pequeño en el centro que indique el número de protones y neutrones y un círculo más grande sobre el cual se inscribe el número de electrones, como se indica en la figura 5.2 para el cloro.

En muchas reacciones químicas, el átomo neutro del cloro gana 1 e^-, y forma un ion cloruro Cl^- o un anión con carga –1. Esto, en razón de que la carga negativa de la periferia no se neutraliza. La ganancia de electrones, por parte de un átomo, conduce a la formación de aniones (*véase* figura 5.3).

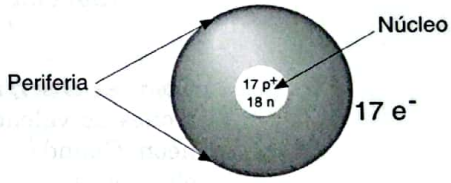


Figura 5.2 *Representación de un átomo de cloro neutro.*

Anión: átomo o grupo de átomos cargados negativamente: Br^-, $SO_4^{=}$.

Catión: átomo o grupo de átomos cargados positivamente: Ca^{+2}, NH_4^+.

En muchos procesos químicos, el potasio pierde un e^-, con lo cual queda en el núcleo un protón sin neutralizar y se forma un ion con carga positiva o un catión con carga + 1. La formación de un catión implica la pérdida de electrones por parte de un átomo neutro (*véase* figura 5.4).

Una especie química cargada positiva o negativamente se llama ion.

La formación de iones implica ganancia o pérdida de electrones. Cuando hay pérdida, se forman cationes; cuando hay ganancia, se forman aniones.

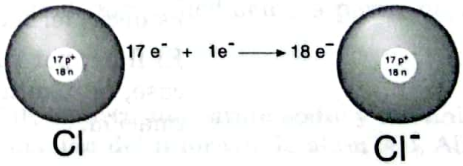


Figura 5.3 *Formación de un ion cloruro.*

Ejercicio guía 5.4

Calcule la carga en los siguientes iones y diga si son cationes o aniones:

p^+ (protones)
e^- (electrones)

a. Br; $p^+ = 35$; $e^- = 36$

b. Li; $p^+ = 3$; $e^- = 2$

Solución

Se calcula la diferencia de carga sumando algebraicamente los protones (P^+) y los electrones (e^-), así:

a. carga = + 35 + (– 36) = – 1, es un anión

b. carga = + 3 + (– 2) = 1, es un catión

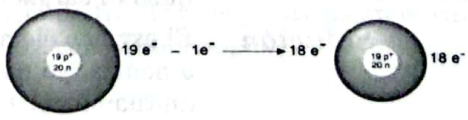


Figura 5.4 *Formación de un catión de potasio.*

Scanned with CamScanner

Ejercicio propuesto 5.6

Calcule la carga en los iones siguientes y diga cuáles son cationes y cuáles aniones:

a. F^{-1}: $p^+ = 9$; $e^- = 10$ b. Al^{+3}: $p^+ = 13$; $e^- = 10$
c. K^{+1}: $p^+ = 19$; $e^- = 18$ d. N^{-3}: $p^+ = 7$; $e^- = 10$.

Como ya se dijo, todos los gases nobles tienen ocho electrones en su nivel externo, con excepción del He. La presencia de estos ocho electrones recibe el nombre de *octeto*.

La tendencia de los elementos a reaccionar ganando, perdiendo o compartiendo electrones para adquirir la configuración de gas noble fue sugerida por G. N. Lewis y suele llamarse *regla del octeto*.

En la tabla 5.2, se presentan las notaciones espectrales de los elementos O, F, Ne, Na, Mg, y Al.

Número atómico	Símbolo del elemento	Notación espectral n1 n2 n3	Electrones de valencia	Notación espectral del gas noble más cercano
8	O	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^4}$	6	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^6}$
9	F	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^5}$	7	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^6}$
10	Ne	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^6}$	8	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^6}$
11	Na	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^1}$	1	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^6}$
12	Mg	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2}$	2	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^6}$
13	Al	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2\ 3p^1}$	3	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^6}$

Tabla 5.2 *Notaciones espectrales y electrones de valencia de algunos elementos.*

Como se observa en la tabla 5.2, la notación espectral del oxígeno presenta seis electrones de valencia, es decir, dos electrones menos que la configuración del gas noble neón. Cuando el oxígeno gana dos electrones adquiere la configuración externa de ocho electrones.

La ganancia de electrones por parte del oxígeno se puede representar en términos de los símbolos de Lewis, y la notación espectral del elemento queda así:

$$:\dot{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{O}}}: \quad + \quad 2\,e^- \quad \Rightarrow \quad :\ddot{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{O}}}: \quad \Rightarrow \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ ;\ O^{-2}$$

Como resultado de la adquisición de 2 e^-, el oxígeno queda cargado negativamente, es decir, forma un ion de carga –2.

El flúor, por su parte, adquiere dicha configuración al capturar un electrón. En este caso, el resultado es un ion negativo o anión, con carga –1, como se ilustra a continuación:

$$:\dot{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{F}}}: \quad + \quad 1\,e^- \quad \Rightarrow \quad :\ddot{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{F}}}: \quad \Rightarrow \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6 \quad \Rightarrow \quad F^{-1}$$

ión fluoruro

Ejercicio guía 5.5

¿Cómo se puede explicar que el oxígeno y el flúor, al ganar 2 e^- y 1 e^-, respectivamente, quedan cargados negativamente como O^{-2} y F^{-1}?

Solución

El oxígeno elemental tiene ocho protones 8 p^+, y 8 e^-. Por tanto, su carga total es cero o neutra, ya que las cargas positivas son iguales a las cargas negativas y se anulan mutuamente: + 8 – 8 = 0. Cuando el oxígeno gana 2 e^-, queda con 8 p en el núcleo, y 10 e^- en la periferia. En razón de las dos cargas negativas adicionales, numéricamente esto se ilustra así: + 8 – 10 = – 2. Esta nueva relación de electrones en el átomo de oxígeno explica la formación del anión O^{-2}.

Scanned with CamScanner

Para el flúor, se hace un análisis semejante: el elemento tiene nueve protones y nueve electrones. Cuando gana o recibe un electrón, el número de estas partículas aumenta en uno, mientras que el número de protones permanece constante, es decir, la diferencia de cargas ahora es + 9 – 10 = – 1. Con lo anterior, se explica la formación del anión fluoruro con estado de oxidación 1, F^{-1}.

Ejercicio guía 5.6

¿De cuáles elementos de la tabla 5.2 pueden provenir los electrones para que el oxígeno y el flúor puedan formar los respectivos iones?

Solución

En realidad, los electrones necesarios para formar estos aniones pueden provenir de muchas fuentes: en la tabla 5.2, por ejemplo, se puede observar que las estructuras del sodio, del magnesio y del aluminio representan tres posibles fuentes:

Si el sodio pierde un electrón, queda cargado positivamente, es decir, forma un catión con carga + 1 y queda con una estructura semejante a la del neón, es decir, con 10 e^-.

Na; Z = 11;	11 p^+		11 p^+
	11 e^- – 1 e^-	⇒	10 e^-
	Na^0, como elemento		Na^{+1}, como catión

El magnesio y el aluminio forman cationes con cargas + 2 y + 3, respectivamente, cuando el primero pierde 2 e^- y el segundo 3 e^-. Como en el caso del sodio, estos dos elementos también adquieren una estructura semejante a la del neón, es decir, quedan con 10 e^-.

Mg; Z = 12;	12 p^+		12 p^+
	12 e^- – 2 e^-	⇒	10 e^-
	Mg^0, como elemento		Mg^{+2}, como catión
Al; Z = 13;	13 p^+		13 p^+
	13 e^-		10 e^-
	Al^0, como elemento		Al^{+3}, como catión

Cuando el sodio, el magnesio o el aluminio se ponen en contacto con el oxígeno o con el flúor, ocurre una reacción mediante la cual los electrones del metal son trasladados al no metal, con la consecuente formación de cationes y aniones.

Las fórmulas de los compuestos que se forman se deducen fácilmente a partir de las cargas de los iones.

Ejercicio guía 5.7

Explique la formación del fluoruro de sodio NaF, a partir del catión sodio y del anión fluoruro. De la misma manera, explique la formación del fluoruro de aluminio, AlF_3.

Solución

De la reacción entre el sodio y el flúor resulta la formación de iones con carga + 1 y – 1, respectivamente. El fluoruro de sodio ha de tener un número igual de iones de sodio y de flúor. Por tanto, su fórmula es NaF.

$$Na^+ + F^- \longrightarrow NaF$$

Para el caso del flúor y el aluminio, la presencia de tres cargas positivas en el catión Al^{+3} requiere tres aniones F^- para su neutralización. Entonces,

$$Al^{+3} + 3F^- \longrightarrow AlF_3$$

En líneas generales, se puede decir que los metales tienen tendencia a perder sus electrones de valencia, es decir, a formar cationes, mientras que los no metales tienden a ganar electrones, o sea, a formar aniones.

Scanned with CamScanner

Ejercicio guía 5.8

Realice la notación espectral de los elementos K, Ca, S, y Cl.

Determine cuántos electrones tiende a ganar o perder cada átomo y especifique cuáles forman aniones y cuáles cationes. Escriba, además, la forma iónica de cada elemento.

Solución

- Para el potasio, se tiene: Z = 19.
  Su notación espectral es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$. Como tiene sólo un electrón en el último nivel, entonces este elemento tiene la tendencia a perder dicho electrón. Por lo anterior, el potasio forma un catión, K^+.
- Para el calcio, se tiene: Z = 20.
  Su notación espectral es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2\ 3p^6\ 4s^2}$. Como tiene sólo dos electrones en el último nivel, le es fácil perderlos y, de esta manera, formar el catión Ca^{+2}.
- Para el azufre, se tiene: Z = 16
  Su notación espectral es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2\ 3p^4}$.

  Este elemento presenta seis electrones de valencia, lo cual determina que le es fácil ganar dos electrones para así adquirir la configuración de gas noble con ocho electrones en el último nivel. La forma iónica de su anión es S^{-2}.
- Para el cloro, se tiene: Z = 17.
  Su notación espectral es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2\ 3p^5}$

  El cloro tiene siete electrones de valencia, lo cual determina que, al ganar un electrón, adquiere la configuración de gas noble con ocho electrones en el último nivel, para formar, así, el anión cloruro, Cl^-.

Ejercicio propuesto 5.7

Explique la formación de los siguientes cationes y aniones: Mg^{+2}, Cl^{-1}, Na^{+1}, F^{-1}, Li^{+1}, Ca^{+2}. De la misma manera, explique la formación de los siguientes compuestos, a partir de sus iones: $MgCl_2$, NaCl, LiF, CaF_2.

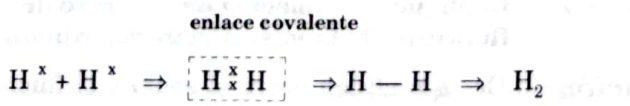
Enlace covalente

Enlace covalente: compartición de electrones. Se cumple la regla del octeto. $1s^1$ $1s^1$

Los químicos norteamericanos G. N. Lewis e Irving Langmuir utilizaron la regla del octeto no solamente para explicar la formación de compuestos iónicos sino, también, los no iónicos. Independientemente, llegaron a la conclusión de que la regla del octeto no siempre implica transferencia de electrones de un átomo a otro.

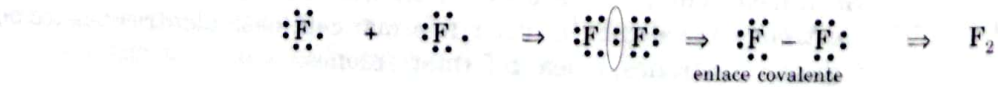
Según Lewis, dos átomos de un enlace pueden cumplir con la regla del octeto, no sólo al trasladar electrones, sino también al compartir una o más parejas de electrones. En este caso, se considera que el par o pares de electrones compartidos pertenecen a la periferia de ambos átomos.

Tal vez el caso más sencillo de enlace covalente puro es el de la molécula diatómica de H_2, en el cual cada hidrógeno contribuye con su electrón $1s^1$ para formar el enlace.



Se observa que los dos núcleos de hidrógeno están rodeados de dos electrones, es decir, cada átomo adquiere la configuración del gas noble helio. En general, la formación de un enlace covalente, lo mismo que la de uno iónico conduce a que los dos átomos adquieran la configuración de un gas noble.

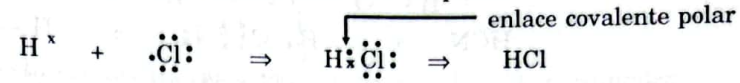
En una forma semejante a la del hidrógeno, se pueden dar las estructuras de las moléculas de los halógenos F_2, Cl_2, Br_2, I_2. A continuación, se ilustra el caso del flúor.



Scanned with CamScanner

De esta manera, los dos átomos adquieren la configuración del gas noble neón y cada átomo aporta un electrón, para formar el par compartido.

Un caso en el cual dos átomos diferentes forman una molécula con un par de electrones compartidos es la molécula del cloruro de hidrógeno, HCl. El hidrógeno aporta al enlace su electrón y el cloro, que posee siete electrones de valencia, aporta también uno. Los dos átomos permanecen unidos por un *enlace covalente polar.*



Ejercicio guía 5.9

Solución

Explique por qué, en el HCl, se habla de un enlace covalente polar.

Tomando los valores de la electronegatividad de la tabla 5.1 para los dos elementos, se tiene: Cl = 3.0 y H = 2.1. La diferencia es 0.9

Puesto que el valor es menor que 1.7, el enlace se considera covalente polar. Esto significa que el par de electrones comprometidos en el enlace están más cerca del átomo de cloro, por ser el átomo más electronegativo.

Ejercicio propuesto 5.8

Tomando como base los valores de las electronegatividades de la tabla 5.1, explique si los siguientes enlaces son polares o no:

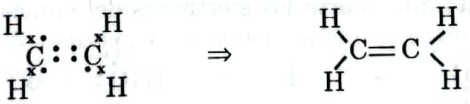
H — Br, C — H, N — H, O — H.

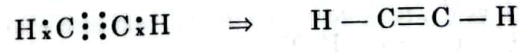
Hasta el momento, se ha considerado que, en las moléculas, los átomos se mantienen unidos mediante enlaces sencillos, esto es, que comparten un par de electrones por cada par de átomos. Además, se ha establecido que, en el par de electrones compartidos en que se forma el enlace hay un electrón de cada átomo y que los átomos de la molécula adquieren la configuración del gas noble. Sin embargo, no en todas las moléculas se cumplen las consideraciones anteriores: existen enlaces dobles y triples que, en general, se llaman enlaces múltiples.

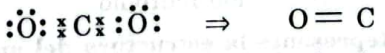
Enlaces covalentes múltiples

El enlace covalente puede ser simple (se comparte un par de electrones), doble (dos pares de electrones), triple (tres pares de electrones).

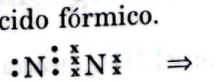
Resultados experimentales sumados a la idea de que cada átomo, en una molécula, ha de tener la configuración electrónica de gas noble, ponen de manifiesto la existencia de enlaces covalentes por compartición de 2 ó 3 pares de electrones. Algunos ejemplos son los siguientes: eteno, etino y dióxido de carbono.

Eteno C_2H_4 

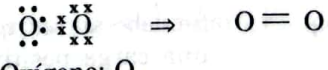
Etino C_2H_2 

Dióxido de carbono CO_2; 

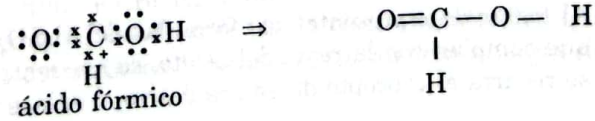
Otros ejemplos de enlaces múltiples son la molécula de nitrógeno, la de oxígeno y el ácido fórmico.



Nitrógeno: N_2



Oxígeno: O_2



ácido fórmico

Scanned with CamScanner

Ejercicio guía 5.10 **Teniendo en cuenta la regla del octeto y la existencia de enlaces dobles y triples, escriba las fórmulas de Lewis de las siguientes moléculas: SO_2, HCN, SiO_2**

Solución De acuerdo con los símbolos o estructura de Lewis, las moléculas anteriores se representan así:

$$SO \Rightarrow :\ddot{S}:\overset{\times\times}{\underset{\times\times}{O}} \Rightarrow S{=}O$$

$$HCN \Rightarrow H{:}\,C{:}\,\overset{\times\times}{\underset{\times\times}{N}} \Rightarrow H-C{\equiv}N$$

$$SiO_2 \Rightarrow :\ddot{O}:\overset{\times\times}{\underset{\times\times}{Si}}\overset{\times\times}{\underset{\times\times}{:}}\ddot{O}: \Rightarrow O{=}Si{=}O$$

En las moléculas anteriores, se presenta enlace sencillo entre el H y el C; enlaces dobles entre el O y el S, y entre el O y el Si; enlace triple entre el C y el N.

Ejercicio propuesto 5.9 **Represente las siguientes moléculas según la estructura de Lewis y teniendo en cuenta la regla del octeto. Indique si se realiza enlaces sencillos, dobles o triples: O_2, Al_2O_3, C_2H_2.**

Enlace covalente coordinado o dativo

En el enlace coordinado: los dos electrones los aporta un solo átomo.

El enlace coordinado es un tipo de enlace covalente. En este tipo de enlaces, a diferencia de los anteriores (iónico y covalente) un solo átomo es el que aporta el par de electrones necesarios para formar el enlace. Algunas estructuras que sirven como ejemplo para ilustrar la formación de enlaces covalentes coordinados son el ion hidronio (H_3O^+) y el ion amonio (NH_4^+).

Ejercicio guía 5.11 **Explique la formación del catión hidronio, H_3O^+ ($H_2O + H^+$).**

Solución En la molécula de agua, el oxígeno tiene dos pares de electrones libres o sin compartir:

$$\begin{array}{l} :\ddot{O}:H \\ \;\;\underset{\times}{\cdot}\;\; \\ \;\;H \end{array}$$

Cuando el agua reacciona con un átomo de hidrógeno que ha perdido su electrón (H^+), se forma un enlace covalente, pero el par compartido pertenece al oxígeno. Parece que el oxígeno da al hidrógeno un par de electrones para compartir. Por eso, se llama también dativo y se representa convencionalmente con una flecha, que parte del elemento que aporta los electrones del enlace.

$$\begin{array}{l} H{:}\ddot{O}: \\ \;\;\underset{\times}{\cdot}\;\; \\ \;\;H \end{array} + H^+ \Rightarrow \begin{array}{l} \;\;H \\ H{:}\underset{+}{O}: \\ \;\;\underset{\cdot}{\cdot}\;\; \\ \;\;H \end{array} \Rightarrow$$

$$\begin{array}{l} \;\;H \\ \;\;| \\ H-O \\ \;\;| \\ \;\;H \end{array} \Rightarrow H_3O^+$$

ion hidronio

Ejercicio propuesto 5.10 **Represente la estructura del anión amonio, NH_4^+, a partir del concepto de enlace covalente coordinado, la regla del octeto, la molécula de amoníaco, NH_3 y el protón H^+.**

Se debe anotar que, tanto en el H_2O como en el NH_3, a una molécula neutra le entra una carga positiva (+ 1), el protón. Por tanto, el resultado es un ion positivo o un catión.

Al tratar de representar las fórmulas del H_2SO_4, H_3PO_4 y muchas otras de tal suerte que cumplan con la regla del octeto, se encuentra que esto no es posible, a menos que se recurra al concepto de enlace dativo, o enlace covalente coordinado.

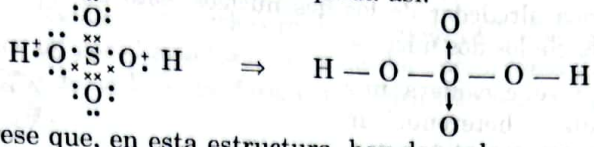
Scanned with CamScanner

Ejercicio guía 5.12

Escriba la estructura de Lewis para la molécula de H_2SO_4.

Solución

Para escribir la fórmula de Lewis para el H_2SO_4, es preciso tener en cuenta la regla del octeto, la formación del enlace covalente y el enlace covalente coordinado. La representación de dicha molécula queda así:



Obsérvese que, en esta estructura, hay dos enlaces covalentes coordinados.

Ejercicio propuesto 5.11

Escriba la estructura de Lewis para la molécula de H_3PO_4.

Enlace metálico

La mayoría de los metales son sólidos cristalinos en los cuales se presentan iones cargados positivamente y una nube de electrones que se mueven con facilidad. Las fuerzas electrostáticas de atracción entre los átomos cargados positivamente y la nube de electrones se conoce con el nombre de enlace metálico.

5.5 LOS ENLACES QUÍMICOS Y ALGUNAS PROPIEDADES

Se ha visto que los enlaces químicos dependen de la naturaleza de los elementos que se enlazan. Así, también, los diferentes enlaces presentan propiedades que les son características. Tales propiedades de los enlaces, a su vez, generan características propias de las sustancias en las cuales están presentes. Algunas de dichas características son:

¿Qué es la distancia internuclear?

Longitud de enlace

La longitud de un enlace está determinada por la distancia internuclear existente entre los dos átomos que se enlazan. Dado que los átomos de un enlace están en continuo movimiento, acercándose y alejándose, la longitud del enlace es un valor promedio entre la mayor y la menor longitud interatómica. La longitud del enlace depende del volumen de cada átomo y se hace menor en la medida en que el carácter iónico del enlace aumenta.

La distancia entre dos átomos unidos por un enlace covalente se calcula sumando las longitudes de sus radios.

Ejercicio propuesto 5.12

¿Cuál es la distancia interatómica en los siguientes enlaces: H — Cl; Cl — Cl; C — Cl; si sus radios atómicos son H = 0.37 Å; Cl = 0.99 Å; C = 0.77 Å?

Para la resolución de este ejercicio, no tenga en cuenta la influencia del carácter iónico en la longitud del enlace.

Energía de enlace

La energía de un enlace corresponde a la fuerza necesaria para romperlo cuando la sustancia se halla en estado gaseoso.

La energía de enlace entre dos átomos está en relación directa con su polaridad y ésta, a su vez, depende de las diferencias de electronegatividad que presenten los átomos. Por tanto, los compuestos iónicos presentan una energía de enlace superior a los covalentes.

Scanned with CamScanner

Polaridad de las moléculas

En las moléculas diatómicas homonucleares o de núcleos iguales, como la del H_2, el F_2 y otras, se puede pensar que la distribución de la carga, en un momento dado, es simétrica alrededor de los dos núcleos; esto es, que los electrones son atraídos por igual hacia los dos núcleos.

Pero si se considera una molécula heteronuclear, con núcleos diferentes, como la del HCl o HF, la situación es diferente. El átomo de mayor afinidad electrónica tiende a atraer por más tiempo los electrones que el átomo de H. Como resultado de esto; aparece una ligera carga negativa sobre el átomo más electronegativo y una ligera carga positiva sobre el átomo más electropositivo. Es decir, se presenta una distribución asimétrica de la carga alrededor de los núcleos, que se puede representar así:

$$\overset{\delta(+)}{H} - \overset{\delta(-)}{Cl}$$

El enlace polar se da entre átomos con carga positiva o negativa por diferencia en sus electronegatividades.

En consecuencia, se puede decir que las moléculas diatómicas homonucleares son no polares y que las diatómicas heteronucleares son polares.

Enlace no polar se da entre átomos de mismo elemento, igual electronegatividad.

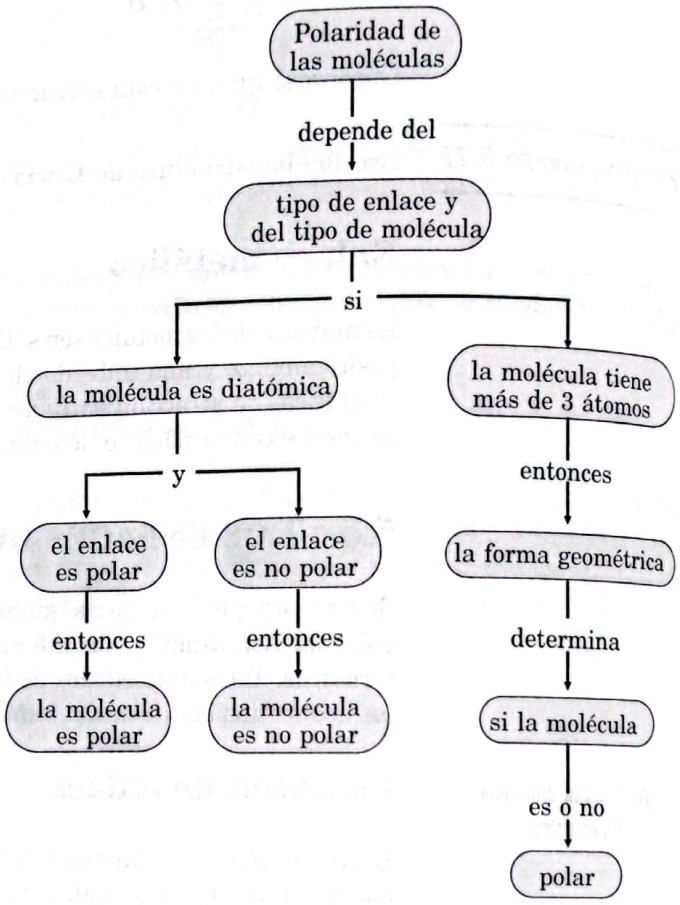


Diagrama 5.5 *Polaridad de las moléculas.*

$H \overset{x}{\underset{x}{}} H \quad \Rightarrow \quad H - H$ Molécula no polar

$HCl \Rightarrow H - Cl$ Molécula polar

Como se acaba de ver, en las moléculas polares existen un extremo positivo y un extremo negativo, por lo cual, se afirma que son dipolos eléctricos y, en consecuencia, esas moléculas tienen un momento dipolar eléctrico permanente.

Físicamente, el momento dipolar está definido como el producto de la carga por la distancia que las separa.

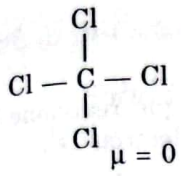
$\mu = q \times d$, donde μ = momento dipolar

q = carga del electrón que es igual a 4.8×10^{-10} ues

d = distancia en cm, que es del orden de 10^{-10}

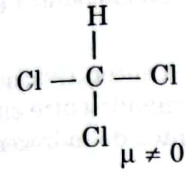
La existencia o no de polaridad en las moléculas influye en las propiedades físicas y químicas de cada sustancia. Así, cuando se compara el ácido sulfhídrico, H_2S, con el agua, H_2O, se observa que, a temperatura ambiente, el primero es un gas, mientras que en el segundo es un líquido. Esta diferencia se puede explicar teniendo en cuenta que la molécula de agua es más polar que la del ácido sulfhídrico.

Scanned with CamScanner



Cuando se trata de moléculas de más de dos átomos, es difícil predecir si son polares o no. En estos casos, es necesario no solamente tener en cuenta la polaridad de los enlaces, sino también su orientación mutua en el espacio, ya que una molécula simétrica será no polar auncuando los enlaces sean polares, como se ilustra a la izquierda.

En la molécula de tetracloruro de carbono, CCl_4, los electrones del enlace están desplazados un poco hacia los átomos de cloro pero, como éstos están dispuestos alrededor del átomo de carbono en forma tetraédrica simétrica, los enlaces polares se cancelan mutuamente.



Si se reemplaza un átomo de cloro por uno de hidrógeno, se rompe la simetría, y el resultado de esto es una molécula de cloroformo, que es polar.

Otras moléculas como el H_2O y el NH_3 son también polares.

¿Qué diferencia existe entre las fuerzas intramoleculares y las intermoleculares?

5.6 EL ENLACE QUÍMICO Y LAS FUERZAS INTERMOLECULARES

Además de las fuerzas que se ejercen entre los átomos para mantenerse unidos y, así formar, las moléculas, entre las moléculas también existen ciertas fuerzas que se conocen como fuerzas intermoleculares.

Los principales tipos de fuerzas intermoleculares son: interacciones dipolo-dipolo, puentes de hidrógeno y fuerzas de dispersión de London.

Interacciones dipolo-dipolo

Se presentan entre moléculas de compuestos polares, debido a la atracción que ejerce el polo positivo de una molécula frente al polo negativo de la otra, y viceversa. Estas atracciones varían con la temperatura y, por tanto, influyen en los puntos de fusión y de ebullición de las sustancias.

A continuación, se ilustran las atracciones entre las moléculas de ICl y BrF.

$\delta^{(+)}\ \delta^{(-)}\qquad \delta^{(+)}\ \delta^{(-)}\qquad \delta^{(+)}\ \delta^{(-)}\qquad \delta^{(+)}\ \delta^{(-)}$

I---Cl . . . . I---Cl Br---F. . . . Br---F

Fuerza intermolecular

Fuerzas de dispersión de London

Se presentan en todo tipo de moléculas en fase condensada, pero son demasiado débiles y, por tanto, actuan especialmente en bajas temperaturas. En los gases nobles, son los responsables de su licuefacción.

Estas fuerzas tienen su origen en la posibilidad que poseen las nubes electrónicas de las moléculas de formar dipolos inducidos momentáneos. Puesto que la nube electrónica es móvil, por fracciones de segundo se distorsionan y dan lugar a pequeños dipolos que son atraídos o repelidos por los pequeños dipolos de las moléculas vecinas.

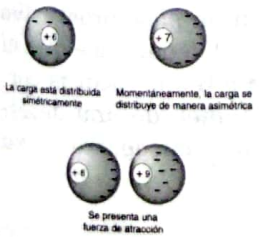


Figura 5.5 *Fuerzas de dispersión de London.*

Con frecuencia se usan indiscriminadamente las expresiones fuerzas de dispersión de London y fuerzas de Van der Waals, si bien las fuerzas de Van der Waals abarcan todos los tipos de fuerzas intermoleculares, mientras que las de London hacen referencia a moléculas no polares, sustancias como CO_2, N_2, O_2, H_2, SO_3. También se las llama fuerzas de corto alcance, pues sólo se manifiestan cuando las moléculas están muy cerca unas de otras (*véase* figura 5.5).

Scanned with CamScanner

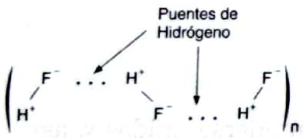
El enlace de hidrógeno

Por la ubicación del hidrógeno en la tabla periódica, se espera que reaccione en forma semejante a los metales alcalinos; es decir, que pierda su electrón $1s^1$.

Efectivamente, es bien conocido que el hidrógeno, al igual que los metales del grupo IA, forma un catión con estado de oxidación + 1, el protón H^+. Además, el hidrógeno forma el anión hidruro H^-, y muchos otros compuestos en los cuales se encuentra enlazado covalentemente.

Esto no agota los tipos de enlace que este elemento puede formar. Se ha encontrado que, en varios compuestos, el hidrógeno se encuentra entre dos átomos formando entre ellos un puente o enlace. Esto ha dado origen a los llamados enlaces o puentes de hidrógeno.

Los puentes de hidrógeno son comunes cuando éste se enlaza con átomos de alta electronegatividad, como el flúor, el oxígeno y el nitrógeno. Debido a la elevada diferencia de electronegatividad, en el enlace se forman dos polos, de los cuales el positivo se sitúa sobre el hidrógeno. Las moléculas se aproximan entre sí, debido a que el hidrógeno de una molécula es atraído por el polo negativo de la otra.



Los puentes de hidrógeno son fuerzas débiles, pero tienen influencia en las propiedades físicas de los compuestos en los que se forman.

A la izquierda, se ilustra la formación de puentes de hidrógeno en el ácido fluorhídrico (HF).

El HF es un polímero formado por muchas unidades HF unidas por puentes de hidrógeno.

¿El hielo y el agua líquida tienen la misma densidad?

El hecho de que el hielo sea menos denso que el agua y, por esta razón, flote en el agua líquida, se puede explicar de la siguiente manera: cuando la temperatura desciende, el agua se congela; el hielo forma un cristal hexagonal. (*véase* figura 5.6, en la cual cada átomo de oxígeno está unido a cuatro hidrógenos: dos por enlaces covalentes y dos por enlaces de hidrógeno).

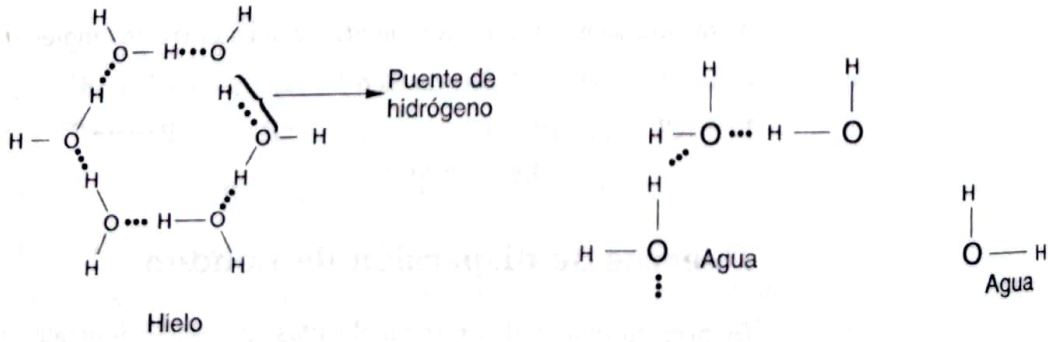


Figura 5.6 *Estructura abierta del hielo y del agua líquida.*

Cuando la temperatura desciende por debajo de 4 ° C, se presenta un paso progresivo de una estructura más densa del líquido a una estructura abierta, lo cual hace que el volumen aumente y, en consecuencia, que la densidad disminuya a temperaturas cercanas a cero grados centígrados. Este hecho establece que el volumen de una determinada cantidad de agua o de solución acuosa sea mayor cuando se encuentra en su estado sólido.

Excepciones a la regla del octeto

Existen numerosos compuestos que no cumplen con la regla del octeto. Los elementos del segundo período son ejemplos de algunos de ellos.

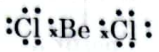
Scanned with CamScanner

Ejercicio guía 5.13

Escriba la fórmula de Lewis para el cloruro de berilio, $BeCl_2$.

Solución

Puesto que el berilio tiene dos electrones de valencia, al unirse con el cloro o con cualquier otro elemento, puede formar dos enlaces. Así, la estructura de Lewis debe mostrar la formación de estos dos enlaces, donde aparezcan los dos electrones del berilio comprometidos.



Obsérvese que, en este compuesto, el átomo de cloro adquiere ocho electrones en el último nivel, mientras que el berilio sólo completa cuatro electrones. El cloro cumple con la regla del octeto, pero el berilio no.

Ejercicio propuesto 5.13

Escriba la fórmula de Lewis para el cloruro de boro, BCl_3. ¿Cuántos electrones adquiere el boro en la periferia?, ¿cuántos el cloro?, ¿cuál de los átomos cumple con la regla del octeto?

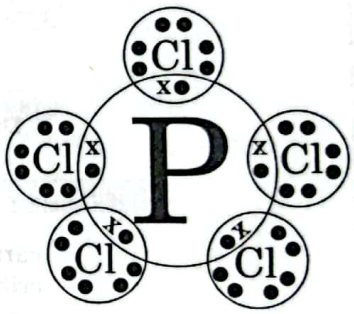
También los elementos del tercer período aluminio, fósforo y azufre forman compuestos en los cuales no se cumple con el octeto.

Ejercicio guía 5.14

Represente, mediante la estructura de Lewis, la molécula de pentacloruro de fósforo, PCl_5, y determine si cumple con la regla del octeto.

Solución

El fósforo presenta cinco electrones de valencia, mientras que el cloro, siete. Entre los dos elementos, el cloro está más próximo a completar ocho electrones en la periferia, por cuanto sólo le falta un electrón. Cada átomo del elemento forma un enlace con el átomo de fósforo; éste, a su vez, forma cinco enlaces con base en los cinco electrones de valencia, de tal manera que la molécula es PCl_5, como se ilustra a continuación



Obsérvese que el fósforo está rodeado de 10 electrones, mientras que cada cloro, de ocho. Este elemento cumple con la regla del octeto; en cambio, el fósforo no.

Ejercicio propuesto 5.14

Represente, mediante la estructura de Lewis, la molécula del tricloruro de aluminio y la del hexafloruro de azufre. Determine si se cumple la regla del octeto o no.

En estos compuestos, como en el caso anterior, los átomos del halógeno adquieren el octeto, mientras que el aluminio, el fósforo y el azufre tienen 6 y 10 electrones de valencia, respectivamente. Por otra parte, en las moléculas con números impares de electrones en la periferia, no es posible escribir una configuración de octeto para todos los átomos. Es el caso de la molécula de NO. Ejemplo:

donde la suma de electrones en la periferia es 11. Así, el oxígeno cumple el octeto, mientras que el nitrógeno no.

5.7 TEORÍAS CUÁNTICAS DEL ENLACE

Las ideas de Lewis están estructuradas de acuerdo con el modelo atómico de Bohr, el cual considera a los electrones como partículas que giran en órbitas definidas alrededor del núcleo. Como se vio en la unidad de estructura atómica, los electrones tienen un

Scanned with CamScanner

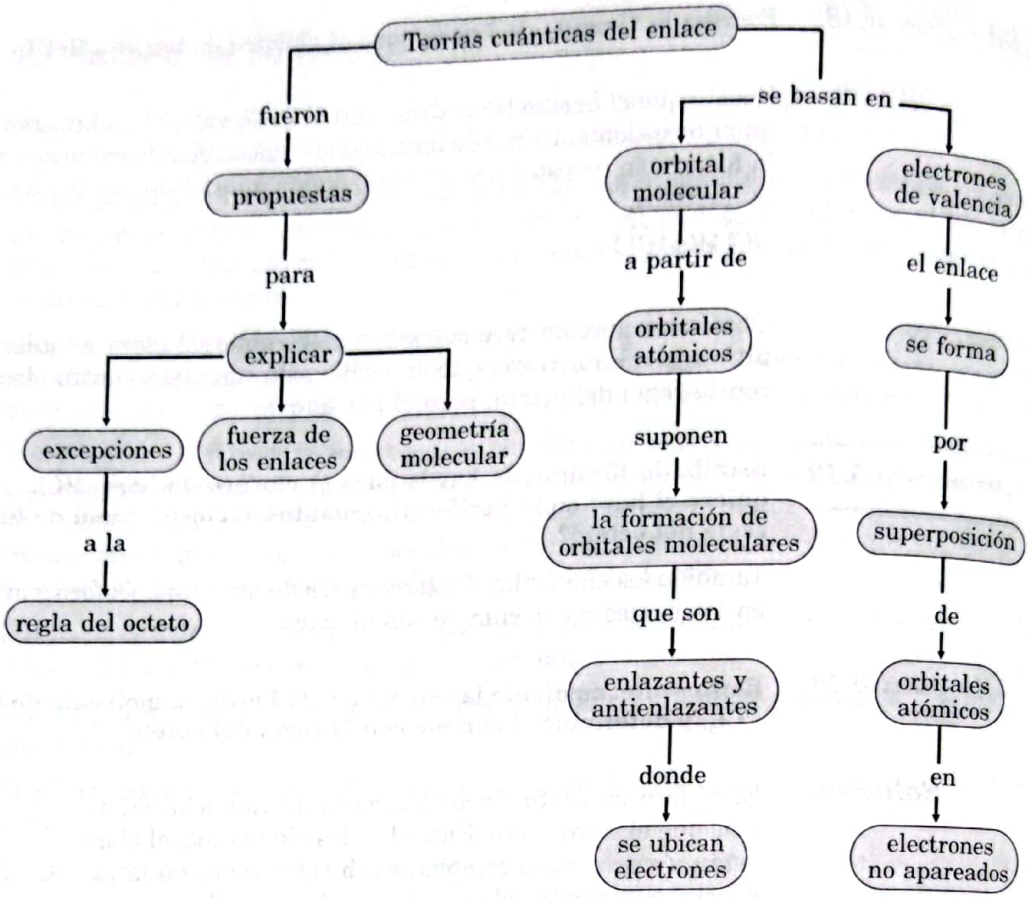


Diagrama 5.6 *Teorías cuánticas del enlace.*

carácter *de onda* y *de partícula* que, incorporada a la mecánica cuántica, permite describir el átomo en término de orbitales y niveles energéticos. Dentro de esta última concepción, los orbitales representan regiones del espacio alrededor del núcleo donde es más probable encontrar un electrón, en oposición a la idea de una órbita definida.

Para que una teoría de enlace sea satisfactoria, ha de tener en cuenta el modelo cuántico mecánico del átomo.

¿Qué es un orbital molecular enlazado?

Además, la regla del octeto es inadecuada como explicación de los enlaces químicos, en razón de que no tiene en cuenta los átomos que, al enlazarse, quedan con más o menos de ocho electrones en su última capa. Además, no dice nada acerca de la fuerza de un enlace ni de la forma geométrica de las moléculas.

Han surgido dos teorías con base en la concepción cuántica del átomo: la del enlace de valencia, tev, y la del orbital molecular tom.

Puesto que para comprender totalmente las teorías cuánticas del enlace tom y tev se necesita una profunda fundamentación matemática, que está más allá del nivel de este texto, los fundamentos de las teorías no se mencionan aquí. En realidad, lo que se pretende es dar a conocer solamente el concepto de enlace químico según la teoría de los orbitales moleculares y la de los electrones de valencia.

La teoría de los orbitales moleculares establece que, a partir de los orbitales atómicos, se forman orbitales moleculares enlazantes y antienlazantes de diferente energía. Un enlace químico, según esta teoría, se forma por la ubicación de dos electrones con signo opuesto en un orbital molecular enlazante.

Scanned with CamScanner

Por otra parte, la teoría de los electrones de valencia establece que un enlace químico se forma por la superposición de orbitales atómicos pertenecientes a átomos diferentes, en los cuales existen electrones desapareados.

5.8 Estado de oxidación

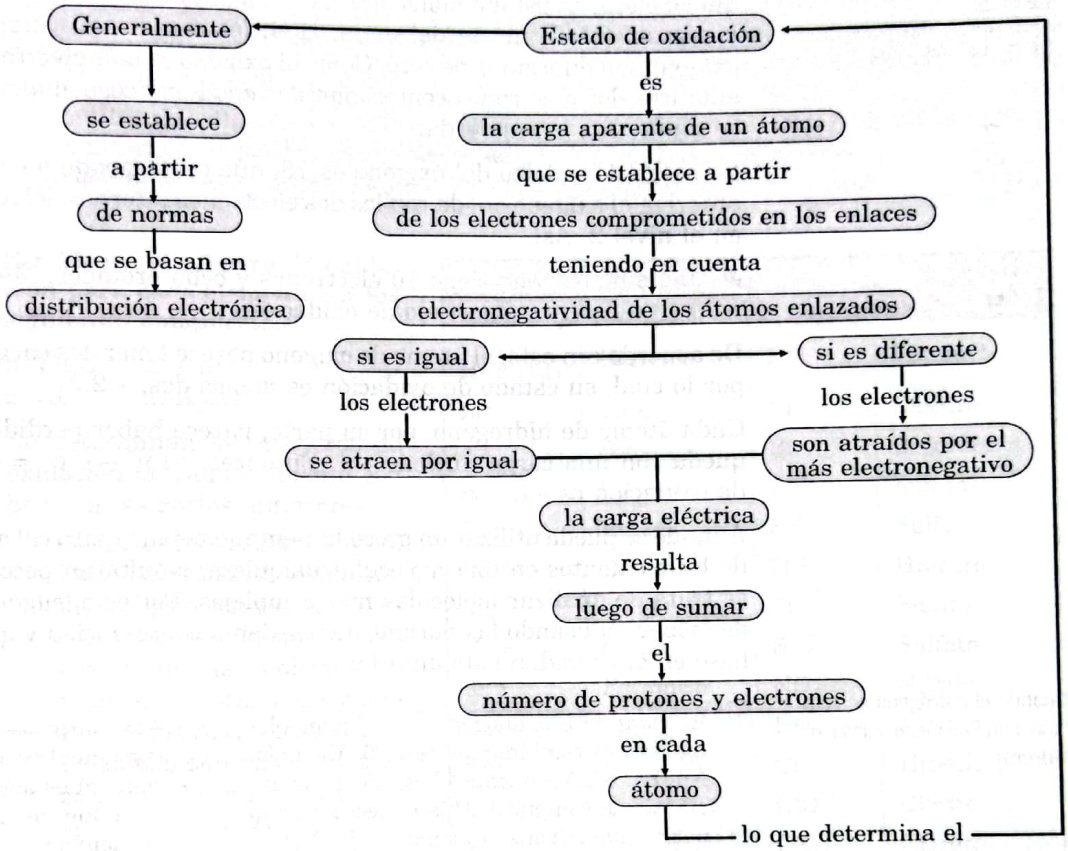
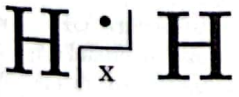


Diagrama 5.7 *Estado de oxidación.*

El estado de oxidación se define como la carga eléctrica que "parece" tener un átomo en un compuesto determinado. Para establecer el estado de oxidación de un elemento, se consideran los electrones comprometidos en un enlace. Si los dos átomos del enlace tienen la misma electronegatividad, los electrones compartidos se cuentan por igual en ambos átomos.

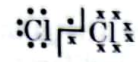


Por ejemplo, en la molécula de hidrógeno (H_2) están comprometidos dos electrones. Como los dos átomos son idénticos, entonces, en cada átomo, se considera el electrón compartido, como se indica a la izquierda.

La carga del núcleo del hidrógeno está determinada por el número de protones, y corresponden a +1. La carga positiva de los dos átomos de hidrógeno, que es +2, está neutralizada por la carga de los dos electrones, lo cual da como resultado final una carga neta de cero. Si se aplica el concepto de estado de oxidación, el hidrógeno molecular, H_2, tiene entonces un estado de oxidación cero.

El mismo fenómeno se presenta con la molécula de cloro. En el enlace de esta molécula, están comprometidos dos electrones y, como los dos átomos son idénticos, los electrones

Scanned with CamScanner



que forman el enlace deben contarse por igual para ambos átomos, como se muestra a la izquierda.

De igual manera que en el caso anterior, la carga del núcleo de cloro es +17 que corresponde a 17 protones, por cuanto Z = 17. De acuerdo con la estructura de dicha molécula, a cada átomo se le atribuyen siete electrones externos y 10 electrones internos ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2\ 3p^5}$). Así, cada átomo tiene un total de 17 cargas negativas y 17 cargas positivas, lo cual da como resultado una carga neta de cero. Se puede deducir, entonces, que el cloro, en estado molecular Cl_2, tiene número de oxidación cero. En una molécula heteroatómica como la del agua, H_2O, los estados de oxidación del hidrógeno y del oxígeno son diferentes de cero. Como el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno, entonces, los electrones comprometidos en el enlace, son atraídos por el oxígeno, como se muestra a la izquierda.

$H = 1s^1$

$O = 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

La carga del núcleo del oxígeno es +8, que corresponde a ocho protones. En el enlace anterior, el oxígeno queda con los dos electrones internos del nivel 1s y con ocho externos en el nivel 2. Así,

el átomo de oxígeno tiene 10 electrones y ocho protones. Matemáticamente, se tiene: $-10\ e^- + 8\ p^+ = -2$ (estado de oxidación)

De acuerdo con esto, el átomo de oxígeno parece tener dos cargas negativas en el enlace, por lo cual, su estado de oxidación es menos dos, – 2.

Cada átomo de hidrógeno, por su parte, parece haber perdido su electrón, por lo cual, queda con una carga nuclear + 1. Entonces, $+1\ p^+ - 0\ e^- = +1$, por lo cual su estado de oxidación es +1.

Aunque se puede utilizar un procedimiento semejante para calcular el estado de oxidación de los elementos en una molécula cualquiera, resulta un poco largo, sobre todo cuando se trata de analizar moléculas más complejas. Por esto, sugerimos calcular los estados de oxidación usando las normas que se dan a continuación y que se han establecido con base en el procedimiento anterior.

Cuando el hidrógeno se combina con un metal forma un hidruro.

1. El estado de oxidación de cualquier elemento sin combinar es cero, 0. Ejemplo, Na, Zn, Al. Así mismo, el estado de oxidación de los compuestos biatómicos formado por átomos del mismo elemento H_2, O_2, Cl_2, también es cero.

2. En casi todos los compuestos en que se encuentra el hidrógeno, su estado de oxidación es + 1, menos en el caso de los hidruros, en el que tiene estado de oxidación – 1.

$H = 1s^1$ $\quad$ $Na = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

$Li = 1s^2\ 2s^1$ $\quad$ $H = 1s^1$

$Li^{+1}\ H^{-1}$ $\quad$ $Na^{+1}H^{-1}$

(Hidruro de litio); $\quad$ (Hidruro de sodio)

El estado de oxidación negativo para el hidrógeno se explica teniendo en cuenta que este elemento forma estos compuestos, solamente con los metales que presentan una electronegatividad menor de 2.1, según los valores de Pauling. Si se observa la tabla 5.1, la electronegatividad del hidrógeno es 2.1.

El núcleo del hidrógeno tiene una carga + 1. Cuando reacciona con el litio o con el sodio, queda con dos electrones, de donde $-2e^- + 1p^+ = -1$. Aparentemente, el hidrógeno queda cargado negativamente, por lo cual, su estado de oxidación es –1. Obsérvese que los dos electrones del enlace se encuentran en el hidrógeno, que es el elemento más electronegativo.

3. En casi todos los compuestos en que se encuentra el oxígeno, su estado de oxidación es – 2, con dos excepciones:

- Los peróxidos, como el peróxido de hidrógeno o agua oxigenada, H_2O_2, en el cual el estado de oxidación del oxígeno es – 1.

- El monóxido de difluoruro, OF_2, en el cual el estado de oxidación del oxígeno es + 2, debido a sus valores de electronegatividad (O = 3.5 y F = 4.0).

4. Los metales siempre toman estados de oxidación positivos.

5. Los elementos alcalinos, grupo I A y los alcalinotérreos, grupo IIA, presentan número de oxidación + 1, y + 2, respectivamente.

Scanned with CamScanner

6. Algunos elementos presentan más de un número de oxidación. Es el caso del hierro, (Fe), el cobre (Cu) y el azufre (S), cuyos números de oxidación son +2, +3, para el Fe; +1, +2 para el Cu; –2, +2, +4, +6 para el S.

   Para los demás elementos químicos, sus estados de oxidación se presentan en la tabla 5.3.

7. En los compuestos binarios, es decir, en aquellos formados por dos elementos, el número de oxidación de los halógenos (grupo VIIA) F, Cl, Br, y I, es – 1. Sin embargo, estos elementos pueden tener estados de oxidación positiva, +1, +3, +5 y +7.

8. Las moléculas son eléctricamente neutras. La suma de los estados de oxidación positivos y negativos es cero.

9. En los iones simples o monoatómicos, el estado de oxidación es igual a la carga del ion. Por tanto, los estados de oxidación de los siguientes iones Al^{+3}, I^{-}, Na^{+}, Fe^{+2} son +3, –1, +1 y +2, respectivamente.

10. En un ion complejo o poliatómico, la suma algebraica de los estados de oxidación debe ser igual a la carga neta del ion. Ejemplo,

$(Mn^{+7}O_4^{-2})^{-1}$ $\quad 7 + (-2 \times 4) = -1$

Ejercicio guía 5.15

Establezca el número de oxidación para cada elemento en los siguientes compuestos:

a. Fe_2O_3 b. CuS
c. KCl d. K_2SO_4.

Ion	Nombre del ion	Ion	Nombre del ion
H^+ o H_3O^+	Hidronio	F^{-1}	Fluoruro
Li^+	Litio	Cl^-	Cloruro
Na^+	Sodio	Br^-	Bromuro
K^+	Potasio	I^{-1}	Ioduro
Rb^+	Rubidio	S^{-2}	Sulfuro
Be^{+2}	Berilio	H^{-1}	Hidruro
Mg^{+2}	Magnesio	SO_3^{-2}	Sulfito
Ca^{+2}	Calcio	SO_4^{-2}	Sulfato
Sr^{+2}	Estroncio	NO_2^-	Nitrito
Zn^{+2}	Zinc	NO_3^-	Nitrato
Cu^{+1}	Cobre (I)	ClO^{-1}	Hipoclorito
Cu^{+2}	Cobre (II)	ClO_2^{-1}	Clorito
Fe^{+2}	Hierro (II)	ClO_3^{-1}	Clorato
Fe^{+3}	Hierro (III)	ClO_4^{-1}	Perclorato
Hg^{+1}	Mercurio (I)	PO_3^{-3}	Fosfito
Hg^{+2}	Mercurio (II)	PO_4^{-3}	Fosfato
		HCO_3^{-1}	Bicarbonato

Tabla 5.3 *Nombres y cargas eléctricas de algunos iones.*

Solución

Se determinan los números de oxidación de cada elemento con base en las reglas anteriores.

a. (Véanse las reglas 3 y 8) Fe_2O_3: el estado de oxidación del oxígeno, en este caso, es – 2, los tres oxígenos suman – 6. Como la molécula es neutra, los estados de oxidación de los dos átomos de hierro deben sumar + 6. Entonces, cada hierro, Fe, tiene el estado de oxidación + 3. Los estados de oxidación se indican así: $Fe_2^{+3}\ O_3^{-2}$.

b. (Véase la regla 6) CuS: en este caso, no es tan obvio asignar el estado de oxidación a cada elemento. Es necesario acudir a los valores de electronegatividad dados en la tabla 5.1: para el azufre es 2.5 y para el cobre es 1.9. Como el azufre presenta el mayor valor de electronegatividad, este elemento forma el estado de oxidación negativo. Cuando dicho elemento gana electrones, forma el ion sulfuro, S^{-2}. De lo anterior, se deduce que el cobre, a su vez, quedará como Cu^{+2}. En resumen, se tiene $Cu^{+2}\ S^{-2}$.

c. (Véase la regla 7) KCl: puesto que se trata del enlace entre un metal del grupo I A y un halógeno, los estados de oxidación son +1 y –1, respectivamente $K^{+1}Cl^{-1}$.

d. K_2SO_4: los estados de oxidación de los 4 oxígenos suman (– 8,) ya que cada oxígeno tiene –2. Los estados de oxidación de los dos potasios suman (+ 2,) porque cada uno tiene +1. Para que la molécula sea eléctricamente neutra, el estado de oxidación del azufre debe ser + 6, $K_2^{-1}S^{+6}O_4^{-2}$

Scanned with CamScanner

Ejercicio propuesto 5.15

Determine el número de oxidación para cada átomo en los siguientes compuestos:

a. Cr_2O_3 b. $KMnO_4$ c. H_3PO_4 d. KOH

Siguiendo con las normas para asignar números de oxidación, se presentan ahora dos enunciados más acerca de cómo establecer números de oxidación en iones.

Ejercicio guía 5.16

Establezca el estado de oxidación del nitrógeno y del fósforo en los iones NO_3^{-1} y PO_4^{-3} (iones poliatómicos).

Solución

El ion $(NO_3) - 1$ tiene una carga total de – 1.

El número de oxidación para cada átomo de oxígeno es – 2. De esta manera, los estados de oxidación de tres oxígenos suman + 6.

El estado de oxidación del nitrógeno debe ser + 5, lo cual se expresa algebraicamente así: +5 –6 = –1. Esta asignación de cargas se puede indicar así:

$N^{+3}O_3^{-2}$ $3 + (-2 \times 3) = 1$

De la misma manera, en el ion fosfato, PO_4^{-3} ó (PO4)– 3, los números de oxidación serán:

$(P + 5O_4^{-2})^{-3}$, de donde $+5 - 8 = -3$

$5 + (-2 \times 4) = -3$

Ejercicio propuesto 5.16

Determine el estado de oxidación de cada elemento en los siguientes iones:

$(ClO^4)^{-1}$, $(CO_3)^{-2}$, $(SO_3)^{-2}$.

Taller 5.2 Tipos de enlace químico, algunas propiedades del enlace y fuerzas intermoleculares

Logros

- Diferenciar el enlace iónico del covalente, a partir de la electronegatividad de los elementos y las propiedades de los compuestos formados.
- Explicar la polaridad de algunas moléculas con base en la electronegatividad de los elementos que las constituyen.
- Determinar los estados de oxidación de los elementos en su estado libre o cuando se combinan para formar iones o moléculas.
- Interactuar en grupo, respetando los puntos de vista de los demás y valorando el trabajo propio y el de los compañeros.

Conocimientos previos

- Precise los tipos de enlace químico que se pueden presentar entre los elementos con base en sus diferencias de electronegatividad.

Procedimiento

1. Revise los temas tratados en las secciones 5.5, 5.6, 5.7 y 5.8 de esta unidad. Si tiene dudas sobre algún tema, revise el texto y sus apuntes.
2. Responda las siguientes preguntas:
   a. ¿Cuál es la característica fundamental de un enlace iónico, de un enlace covalente, de un enlace coordinado, de un puente de hidrógeno?
   b. Para los elementos Cl, S y Ca, escriba la notación espectral, y establezca cuántos y cuáles son sus electrones de valencia.
   c. Escriba las notaciones espectrales para los iones que pueden formar el Cl, S y Ca.
   d. Explique por qué el potasio, al perder un electrón, forma el catión, K^{+1}. De la misma manera, explique por qué el iodo, al ganar un electrón, forma el anión I^{-1}.
   e. Con un ejemplo, explique la formación de un enlace covalente coordinado.

Scanned with CamScanner

f. Mediante fórmulas de Lewis, represente las siguientes moléculas: BeF_2, BCl_3, SF_6. Relacione estas estructuras con la regla del octeto. ¿Qué átomos no cumplen con esta regla?

g. Establezca algunas relaciones entre los enlaces químicos y la longitud del enlace, la energía de enlace y la polaridad de las moléculas.

3. *Opcional*: analice los diagramas conceptuales asociados con los temas de este taller, a partir de ellas:

a. Identifique las relaciones fundamentales entre los conceptos que usted ha aprendido.

b. Escriba uno o varios párrafos en los que se muestren esas relaciones.

c. Establezca otras relaciones que usted haya podido encontrar a través del estudio de estos temas.

d. De los temas objeto de este taller, seleccione uno y elabore un diagrama conceptual.

Autoevaluación

5.1 Introducción

1. Explique las razones por las cuales los elementos se unen para formar los compuestos.

5.2 La electronegatividad y los enlaces químicos

1. Con base en la tabla 5.1, escriba los tres elementos más electronegativos y los tres menos electronegativos.
2. Elabore un esquema que represete la clasificación de los enlaces químicos, teniendo en cuenta la diferencia de electronegatividades. ¿En qué casos se presenta la mayor diferencia de electronegatividades?
3. Organice, en orden creciente, los siguientes átomos, teniendo en cuenta su electronegatividad: H, Zn, Sn, Po, F, Pt, Co, Sb, Sr.
4. Organice, en forma creciente, los siguientes enlaces, de acuerdo con su polaridad: N — N, Hg — Cl, Cd — O, K — I, O — O, V — O, Cd — Cl, Al — I, Bi — O, H — H.

5.3 Símbolos electrónicos y fórmulas de Lewis

1. Escriba las estructuras de Lewis para los átomos de los elementos correspondientes a los grupos principales del período 6.
2. Escriba las fórmulas de Lewis para las siguientes moléculas: Cl_2, O_2, NO, BF_3, AlI_3, H_2S, PCl_5, SF_6, H_2SO_3, CO.

5.4 Tipos de enlace químico

1. De acuerdo con la regla del octeto, determine, para los siguientes átomos, cuántos electrones podrían ganar o perder cada uno. Especifique cuáles tienden a ganar y cuáles a perder electrones: Ra, Bi, Se, C, Ga, I, Br, S, Rb y O.
2. Escriba los aniones o cationes, con su respectiva carga, de los iones presentes en los siguientes compuestos: KBr, $CaCl_2$, GaF_3, FeS, K_2O, LiBr, Ca_3P_2.
3. ¿Qué diferencias fundamentales se presentan entre un enlace iónico y uno covalente?
   a. ¿Por qué hay transferencia de electrones entre átomos con gran diferencia en su electronegatividad?
4. Escriba la configuración electrónica de los siguientes iones: Na^+, F^-, O^{-2}.
5. De los siguientes compuestos, establezca cuáles son iónicos y cuáles covalentes: BaF_2, KF, Li_2S, SrS, PbS, CH_4. Explique por qué.
6. Establezca los enlaces múltiples que se pueden formar en las siguientes moléculas: O_2, CO, Al_2O_3, CO_2, SO_3, SO_2.
   a. ¿Por qué los átomos de electronegatividad similar tienden a compartir electrones?
7. Escriba los símbolos de Lewis de los siguientes cationes y aniones: K^+, O^{-2}, S^{-2}, Al^{+3}, I^{-1}, N^{-3}.

Scanned with CamScanner

8. ¿Qué diferencia existe entre un enlace covalente coordinado y el normalmente llamado enlace covalente?
9. ¿Qué se entiende por regla del octeto? Dé un ejemplo.
10. Explique la formación del ion PH_4^+ a partir del PH_3, el H^+ y el concepto de enlace dativo.
11. En las siguientes fórmulas, algunos átomos no cumplen con la regla del octeto. Mediante la fórmula de Lewis, establezca cuáles átomos cumplen con el octeto y cuáles no: $SiCl_4$, NO, NO_2, Cl_2O, PF_5.
12. Explique por qué el calcio, al perder dos electrones, forma el catión Ca^{+2}. De la misma manera, explique por qué el azufre, al ganar dos electrones, forma el anión S^{-2}.

5.5 Los enlaces químicos y algunas propiedades

1. Explique por qué el enlace en la molécula de $BaCl_2$ es no polar, a pesar de que el enlace BaCl lo es.
2. Entre los compuestos iónicos o covalentes, ¿cuáles presentan mayor energía de enlace y por qué?
3. De los compuestos NaF, NaCl, HCl, ICl, NaH, ¿cuáles presentan mayor energía de enlace y por qué?
4. ¿Qué se entiende por momento dipolar?

5.6 El enlace químico y las fuerzas intermoleculares1.

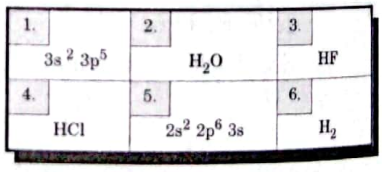
Explique la formación del enlace de hidrógeno en los siguientes compuestos: H_2O, NH_3, HF.

5.7 Teorías cuánticas del enlace

1. Justifique por qué la regla del octeto no es suficiente para explicar los enlaces químicos.
2. ¿Cuáles son las teorías cuánticas del enlace?
3. ¿Cómo explica la teoría de los orbitales moleculares la formación de un enlace químico?
4. Según la teoría de electrones de valencia, ¿cómo se explica la formación de los enlaces químicos?

5.8 Estados de oxidación

1. Escriba los números de oxidación posibles para los elementos Na, K, Sr, Mg, V, Cr, Ni, Au, C, P, Se, N, O, Cl, Bi.
2. Determine el número de oxidación para cada elemento en los siguientes compuestos: H_2TeO_4, Cu_2SO_4, CrO_3, I_2, B_2O_3, HVO_3, $HBiO_3$, H_2CO_3.
3. Establezca el número de oxidación para cada elemento en los siguientes iones: Ca^{+2}, Fe^{+3}, SO_3^{-2}, F^-, OH^-, IO_2^{-1}, $Te_2O_4^{-2}$, PO_3^{-2}, $HSiO_3^{-1}$.
4. Explique el significado de por lo menos 5 elementos de la sección términos clave.
5. Analice la información de la siguiente rejilla y diga:



   a. ¿En qué casilla hay una notación espectral que permite formar un anión, en cuál un catión?
   b. Dé los nombres de los compuestos cuyas fórmulas aparecen en las casillas 3 y 4. ¿Cuál es el más polar?
   c. Compare la información de las casillas 2 y 6. Comente acerca del tipo de enlace y establezca dos diferencias entre las sustancias que allí se representan.

QUÍMICA Y AMBIENTE

El balance de la energía solar

La vida sobre la Tierra sólo es posible gracias a la energía producida por el Sol, el cual calienta el planeta hasta las temperaturas dentro de las cuales la vida se puede mantener y desarrollar.

Se ha estimado que, sin la energía del Sol, la temperatura de la Tierra estaría cercana al cero absoluto y, por tanto, toda el agua, incluyendo los océanos, estaría congelada.

Scanned with CamScanner

El Sol produce la energía requerida para operar los ciclos biogeoquímicos, como el del agua y el del carbón.

Además, es el determinante primario de los climas. Por otra parte, la energía solar captada durante el proceso de fotosíntesis permite la formación de moléculas que sirven de alimento prácticamente a todas las formas de vida.

De particular importancia es la energía almacenada en forma de fotosíntesis fósil, es decir, en combustibles tales como petróleo, carbón, minerales y gas natural, que son fuentes primarias de energía en la sociedad moderna. Prácticamente, sin la energía solar, la vida en la Tierra se detendría.

La energía del Sol es producto de una gran reacción de fusión y es energía nuclear que el Sol emite al espacio en forma de radiaciones electromagnéticas, particularmente radiación visible ultravioleta e infrarroja.

La reacción básica que produce esta gran cantidad de energía es la conversión de hidrógeno en helio. Es una reacción nuclear de fusión en la cual los átomos de hidrógeno se funden para producir un átomo de helio. En ella, la masa de los productos es menor que la de los reactivos, debido a que parte de la masa de los reactivos se convierte, durante la reacción, en energía.

En una reacción nuclear se producen cerca de 100,000 veces más energía por átomo que la generada por átomo en una reacción de combustión, por ejemplo. Cuando esta energía se libera al mismo tiempo, como en una bomba atómica, se producen tremenda onda de calor y ruido que destruyen todo lo que esté a su alrededor.

No toda la energía producida por el Sol alcanza la superficie de la Tierra. Los cálculos hechos al respecto muestran que solamente una billonésima parte de esta energía llega al planeta y, de esta, una mínima parte se emplea para operar la ecósfera.

Durante el día, 30% de la radiación solar que llega a la Tierra se refleja inmediatamente al espacio desde las nubes y superficies como la nieve, el hielo y los océanos, como se ilustra en la figura 5 adjunta. El 70% restante lo emplea la Tierra para producir los vientos, la fotosíntesis, las corrientes oceánicas, calentar el planeta y operar los ciclos biogeoquímicos. Finalmente, toda esta energía es irradiada nuevamente al espacio en forma de calor o radiación infrarroja de longitud de onda larga.

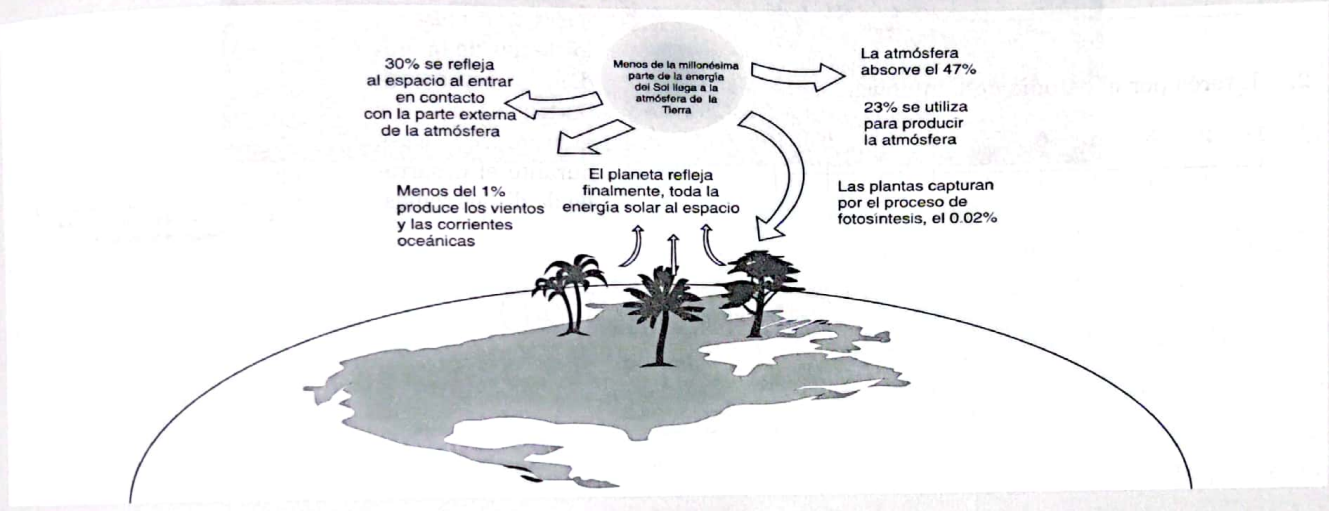


Figura 5.7

Los valores de la energía que se presentan en la gráfica son promedios para toda la Tierra y varían considerablemente, a causa de las condiciones locales. Así, por ejemplo, la presencia en un área determinada de nubes altas favorece la reflexión, mientras que la existencia de nubes bajas propende por la absorción de energía.

¿Cómo sería la vida del hombre si recibiera la energía del sol durante las 24 horas del día?

¿Cómo sería la tierra si no recibiera la energía del sol?

Describa las actividades que el hombre realiza en el tiempo en que el Sol lo ilumina. ¿Qué actividades realiza normalmente cuando no lo está iluminando? Describa ¿cómo sería la Tierra si no recibiera la energía del Sol? ¿Cómo sería la vida del hombre si recibiera la energía del Sol durante las 24 horas del día?.

Scanned with CamScanner

PARA EL PORTAFOLIO

- Asigne un valor en la escala de 1 a 10 a *cada uno* de los siguientes aspectos. Confronte su *calificación* con la de otros compañeros, analice los *resultados* y de *ser* necesario proponga alternativas frente a aquellos *aspectos* de baja calificación:

1. Importancia que los temas tratados *representan* para mi formación.

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

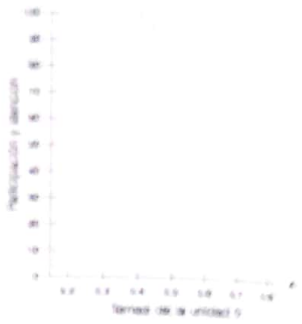
2. Interés por el estudio de la química.

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

3. Esfuerzo y dedicación para entender, comprender, estudiar y aprender los principios y fundamentos de la química.

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

- Asigne valores a las coordenadas *x*, *y*. Grafique mediante barras. *x* representa los temas de la unidad, y representa participación y atención en clase durante el desarrollo de dichos temas.



Unidad 6
Nomenclatura química

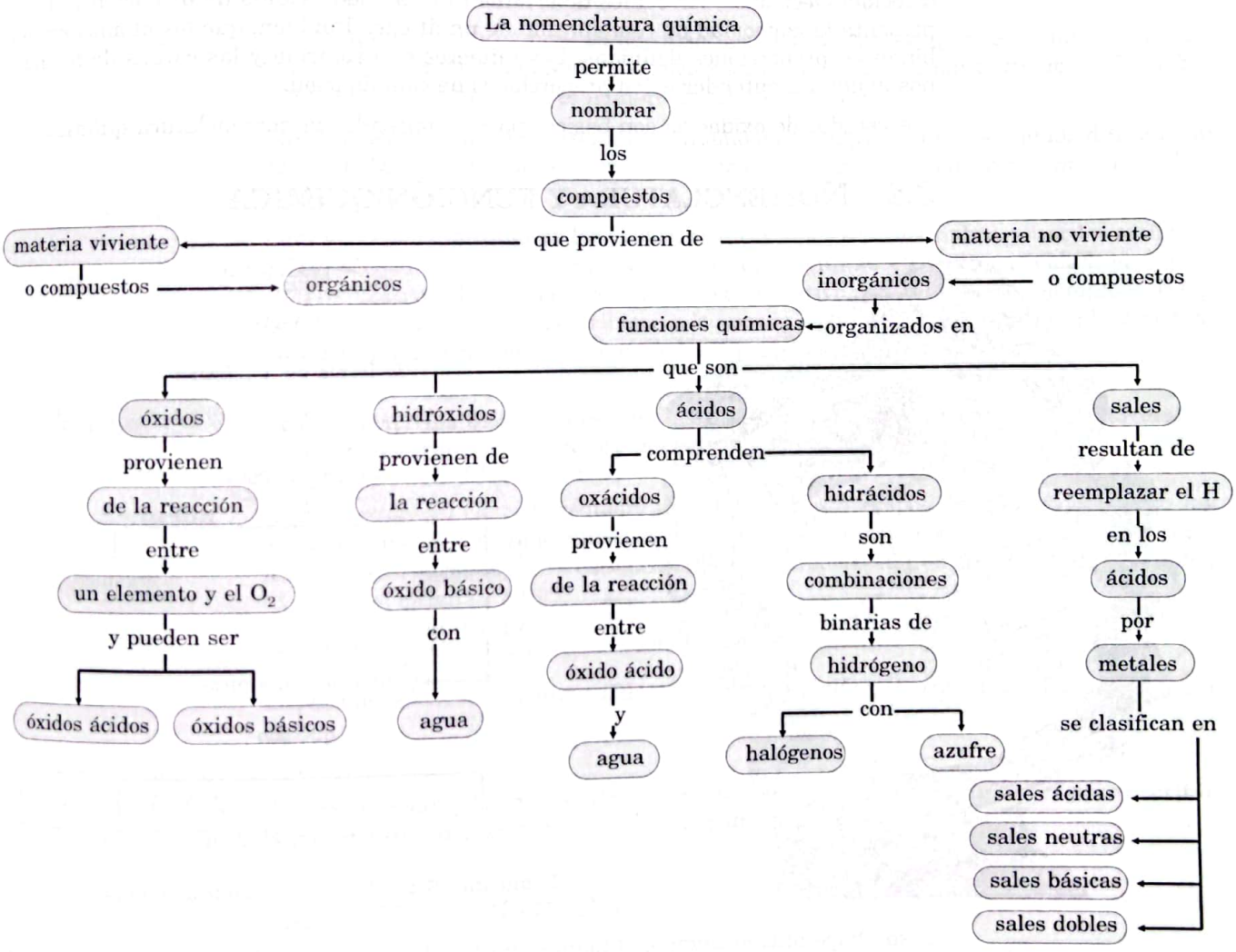


Diagrama 6.1 *Nomenclatura química.*

Scanned with CamScanner

Términos clave

Elementos, compuestos, nomenclatura química, nomenclatura sistemática, nomenclatura tradicional, nomenclatura stock, óxido, ácido, hidróxido, sal.

Logros

Nombrar y escribir fórmulas de compuestos químicos que encuentre a su alrededor.

- Emplear un vocabulario adecuado para referirse a las sustancias químicas.
- Nombrar y escribir fórmulas de algunos compuestos químicos.

Conocimientos previos

1. Busque diferentes productos de uso casero (detergentes, alimentos, medicinas) que contengan la lista de sus componentes. Consulte algunas particularidades de estas sustancias, como los elementos que constituyen su fórmula, propiedades y aplicaciones.
2. Comente con sus compañeros el resultado de su trabajo y aclare dudas, si las hay.

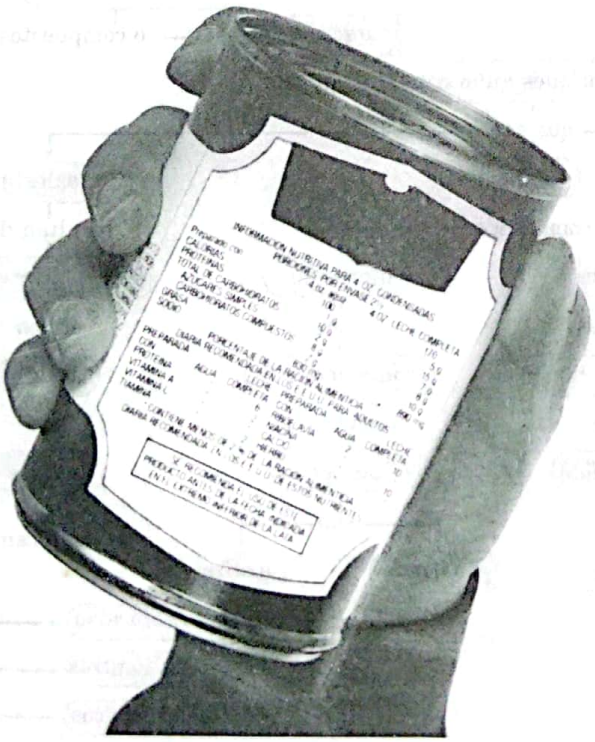
6.1 INTRODUCCIÓN

En el capítulo anterior, se analizó la relación existente entre la electronegatividad de un átomo y el tipo de enlace químico que puede formar cuando se combina.

Vimos además que, en los enlaces químicos, los elementos pueden transferir, compartir o recibir electrones, los cuales determinan el llamado "estado de oxidación", que representa la capacidad de combinación de un átomo. También, que los átomos se combinan en proporciones definidas. Los números de oxidación y las cargas de los iones nos ayudan a entender estas proporciones de combinación.

Los estados de oxidación son básicos para comprender la nomenclatura química.

6.2 NOMENCLATURA Y FUNCIÓN QUÍMICA



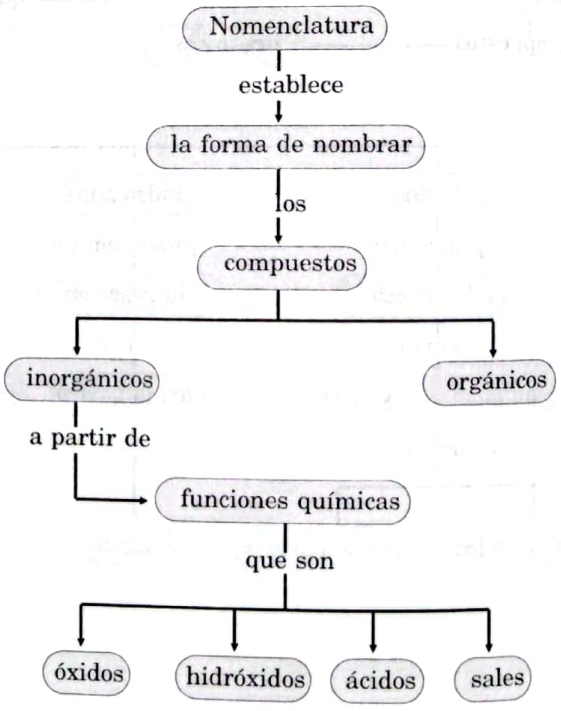


Diagrama 6.2 *Funciones químicas inorgánicas.*

Desde hace mucho tiempo, el hombre ha tenido la preocupación permanente de establecer algunas normas que faciliten la comunicación en sus diversas formas (oral, escrita, etc.).

Scanned with CamScanner

El campo específico de la química no ha sido ajeno a la necesidad de un lenguaje quím. unificado, que permita identificar las fórmulas y nombres de las sustancias indepe. dientemente del lugar donde se utilicen.

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada –IUPAC– ha establecido normas para nombrar y escribir tanto los compuestos orgánicos, como los inorgánicos.

En la actualidad, se manejan tres tipos de nomenclatura: la establecida por la IUPAC, llamada funcional o sistemática; la Stock, en honor del químico alemán Alfred Stock, que ha tenido gran aceptación por su sencillez, y la nomenclatura tradicional, la cual cada día se usa menos.

Las nomenclaturas sistemática y Stock conforman un tipo de nomenclatura moderna y está orientada a dar, a los compuestos, nombres más acordes con la fórmula de la sustancia.

La química inorgánica incluye la materia no viviente, como los metales, los no metales y las diversas combinaciones entre dichos elementos.

La química orgánica incluye los compuestos del carbono, es decir, las sustancias que contienen carbono y provienen de los seres vivos o también aquellos compuestos similares que se obtienen por procesos de síntesis en el laboratorio.

Los compuestos inorgánicos se agrupan según la forma en que se combinan, lo cual determina su comportamiento y características similares. Cada agrupación de dichos compuestos se conoce con el nombre de *función química*.

Las funciones químicas presentan un átomo o un grupo de átomos que las diferencian entre sí. Dichas funciones, para la química inorgánica, son cuatro: *óxido, hidróxido, ácido y sal.*

Las fórmulas químicas representan los compuestos.

Para escribir la fórmula de los óxidos, ácidos y sales se acostumbra poner los símbolos de los elementos que los componen en orden, según su electronegatividad: el menos electronegativo a la izquierda y el más electronegativo a la derecha, por ejemplo, $CaSO_4$, BaO. Otro criterio ha sido escribir a la izquierda el ion positivo o catión y, a la derecha, el anión o ion negativo, por ejemplo, Na^+Cl^+; Cu^+NO_3 .

Ejercicio guía 6.1

Con los criterios dados acerca del ordenamiento de los elementos en las fórmulas, según la electronegatividad, organice los siguientes grupos de átomos:
a. Cl, H, O; b. Cl, K; c. O, Na, I; d. P, H_3, O_3.

Solución

La resolución del ejercicio requiere identificar en esos grupos de átomos cuáles son los elementos menos electronegativos, para escribirlos primero, o cuáles son cationes y aniones, para escribir primero los cationes y, luego, los aniones. Así, en el conjunto de elementos Cl, H, O, el orden es HClO.

Los elementos Cl, K se ordenan como KCl.

Los elementos O, Na, I corresponden a la fórmula NaIO y el grupo P, H_3, O_3, a la fórmula H_3PO_3.

Ejercicio propuesto 6.1

Ordene los siguientes grupos de átomos, teniendo en cuenta los criterios para escribir los elementos en las fórmulas: SO_4, Na_2 ; MnO_4, K; Cl, H, O; ClO_3 ; K.

6.3 FUNCIÓN ÓXIDO

En general, los óxidos son compuestos formados por la combinación del oxígeno con otro elemento (*véase* diagrama 6.3).

Scanned with CamScanner

El oxígeno se combina con la mayoría de los elementos, excepto con el helio, el neón, el argón, el oro, el paladio y el platino.

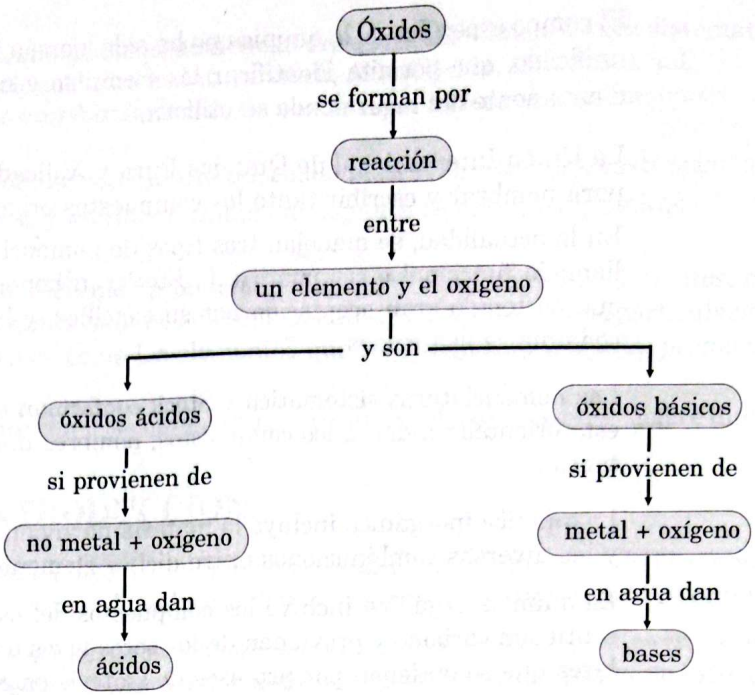


Diagrama 6.3 *Función óxido.*

NO METAL + OXÍGENO

Los óxidos ácidos

Están constituidos por el oxígeno y un elemento no metálico. Ejemplos: Cl_2O, N_2O_3, CO_2, SO_2, NO_2. El oxígeno tiende a compartir sus electrones con los no metales.

METAL + OXÍGENO

Los óxidos básicos

Son combinaciones del oxígeno con un elemento metálico.

Ejemplos: RaO, Cu_2O, CuO, Na_2O, CaO, MgO.

Algunos óxidos de uso general y sus aplicaciones:

Óxido de titanio, TiO_2, como pigmento blanco en porcelanas.

Óxido de magnesio, MgO, como antiácido (leche de magnesia).

Óxido de Zinc, ZnO, en ungüentos medicinales y otros medicamentos.

Fórmulas de los óxidos

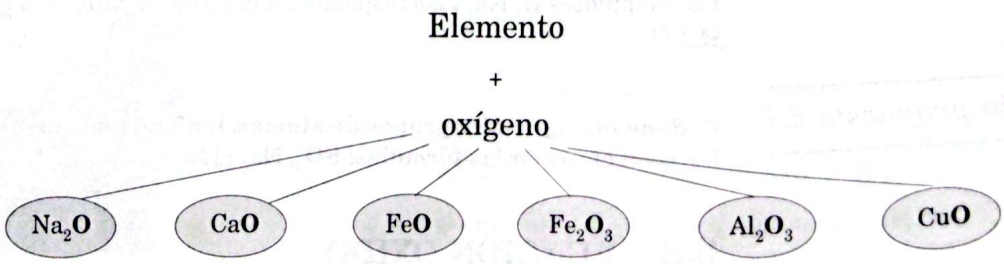


Figura 6.1 *Fórmulas de algunos óxidos*

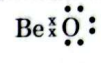
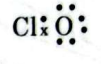
Scanned with CamScanner

Como vimos anteriormente, existen elementos que tienen varios estados de oxidación. Cuando reaccionan con el oxígeno, pueden formar varios óxidos, de acuerdo con los estados o números de oxidación.

Ejercicio guía 6.2 **Localice los siguientes elementos en la tabla periódica: Be, K, Fe, P, Cl. Identifique:**

a. El grupo al que pertenece cada uno.
b. Los estados de oxidación y número de óxidos que puede formar cada elemento.
c. El elemento más electronegativo y el menos electronegativo.
d. Represente el enlace entre el oxígeno y el berilio; entre el oxígeno y el cloro con los símbolos electrónicos de Lewis.

Solución

	a. Grupo	b. Estados de oxidación	c. Electronegatividad	d. Representación de Lewis
Be	IIA	+2	1.5	
K	IA	+1	0.84 Menos electroneg.	
Fe	VIIIB	+2 y +3	1.74	
P	VA	+3	2.04	
Cl	VIIA	+1, +3, +5 y +7	3.00	
O	VIA	-2	3.50 Más electroneg.	

para expresar la fórmula de los óxidos, se escribe primero el símbolo del elemento diferente del oxígeno y, luego, el símbolo de este, cada uno con su número de oxidación:

$Be^{+2} + O^{-2} \longrightarrow BeO;$ $\quad 2K^{+1} + O^{-2} \longrightarrow K_2O;$

$Fe^{+2} + O^{-2} \longrightarrow FeO;$ $\quad 2Fe^{+3} + 3O^{-2} \longrightarrow Fe_2O_3;$

$2P^{+5} + 5O^{-2} \longrightarrow P_2O_5;$ $\quad 2P^{+3} + 3O^{-2} \longrightarrow P_2O_3;$

$2Cl^{+1} + O^{-2} \longrightarrow Cl_2O;$ $\quad 2Cl^{+3} + 3O^{-2} \longrightarrow Cl_2O_3;$

$2Cl^{+5} + 5O^{-2} \longrightarrow Cl_2O_5;$ $\quad 2Cl^{+7} + 7O^{2} \longrightarrow Cl_2O_7$

Ya hemos visto que los átomos y los iones se combinan químicamente en proporciones definidas. Una forma de determinar si la proporción de los elementos es correcta, es sumando las cargas algebraicamente. Si las cargas suman cero, la fórmula del compuesto está correcta.

Ejercicio propuesto 6.2 **Determine el número de óxidos que puede formar cada uno de los siguientes elementos y escriba la fórmula respectiva: I, Se, As y N.**

Nomenclatura Stock para los óxidos

En este sistema, se pronuncian o se escriben los nombres de los óxidos así: el nombre genérico óxido, seguido de la preposición *de* y el nombre del elemento. Adicionalmente entre paréntesis, se escribe en números romanos el estado de oxidación del elemento unido al oxígeno.

Scanned with CamScanner

Si el elemento presenta sólo un número de oxidación, se omite el paréntesis con el número romano correspondiente.

Ejercicio guía 6.3

Escriba los nombres, según la nomenclatura Stock, de los siguientes óxidos: Al_2O_3; NO, NO_2, N_2O_3 y N_2O_5.

Solución

Siguiendo el procedimiento enunciado, se tiene:

Óxido de **elemento** (número de oxidación)

$Al_2O_3^{-2}$ = óxido de aluminio

$NO = N^{+2}O^{-2}$ = óxido de nitrógeno (II)

$N_2O_3 = N_2^{+3}O_3^{-2}$ = óxido de nitrógeno (III)

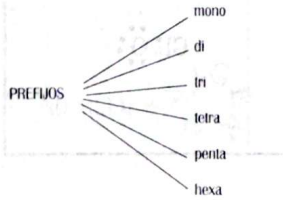
$NO_2 = N^{+4}O_2^{-2}$ = óxido de nitrógeno (IV)

$N_2O_5 = N_2^{+5}O_5^{-2}$ = óxido de nitrógeno (V)

Ejercicio propuesto 6.3

Escriba los nombres correctos de los siguientes óxidos, según la nomenclatura Stock: SrO, Rb_2O, NiO, HgO, Bi_2O_3, Br_2O_5, Na_2O

Nomenclatura sistemática para óxidos



Con este sistema, se utilizan los prefijos mono, di, tri, tetra, penta, hexa, etc., para designar el número de oxígenos, seguido de la palabra óxido, y el número de átomos del otro elemento.

En la práctica, los términos tetraóxido y pentaóxido se reducen a tetróxido y pentóxido, respectivamente.

Ejercicio guía 6.4

Nombre los siguientes óxidos, teniendo como base la nomenclatura sistemática: CaO, PbO, PbO_2, Tl_2O_3, Bi_2O_5.

Solución

CaO = óxido de calcio. Puesto que es un solo átomo, se omite el prefijo mono.

PbO = óxido de plomo

PbO_2 = dióxido de plomo

Tl_2O_3 = trióxido de ditalio

Bi_2O_5 = pentóxido de dibismuto.

En los últimos nombres, se han incluido los prefijos di y tri para indicar dos y tres átomos del metal, respectivamente.

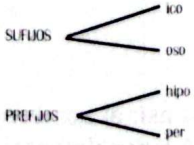
Ejercicio propuesto 6.4

Escriba los nombres de los siguientes óxidos, según la nomenclatura sistemática: Au_2O, As_2O_3, MoO_3, ZrO_2, ZnO, I_2O_5, As_2O_5.

Ejercicio propuesto 6.5

Escriba las fórmulas de los siguientes óxidos:

Oxido de osmio (IV), óxido de estaño, trióxido de selenio, pentóxido de diarsénico, óxido de vanadio (II), óxido de vanadio (III), óxido de vanadio (IV), óxido de vanadio (V).



Nomenclatura tradicional de óxidos

De acuerdo con la nomenclatura tradicional, se tilizan los sufijos *ico* y *oso* y los prefijos *hipo* y *per*, así:

Si el elemento tiene sólo un número de oxidación, se utiliza el sufijo *ico*, por ejemplo, Na_2O = óxido sódico o, también, óxido de sodio.

Scanned with CamScanner

- Si el elemento presenta dos números de oxidación, se utiliza *ico* para el mayor número de oxidación del elemento que acompaña al oxígeno y *oso* para el menor. Ejemplo: $C^{+}O^{-2}$ = óxido carbonoso, $C^{+4}O_2^{-2}$ = óxido carbónico.
- Cuando se presentan óxidos con elementos que tengan tres números de oxidación, se utilizan *hipo-oso*, para el menor número; *oso*, para el intermedio y la terminación *ico*, para el mayor.

  Ejemplos:

  $I_2^{+1}O^{-2}$ = óxido *hipo*iodo*oso*

  $I_2^{+5}O_5^{-2}$ = óxido iodo*oso*

  $I_2^{+7}O_7^{-2}$ = óxido iod*ico*
- Si el elemento que se combina con el oxígeno presenta cuatro números de oxidación, entonces, se tienen en cuenta los criterios del caso anterior y, para el mayor número, se utilizan *per* → ico.

  Ejemplos:

  $Cl_2^{+1}O^{-2}$ = óxido *hipo*cloro*so*

  $Cl_2^{+3}O_3^{-2}$ = óxido cloro*so*

  $Cl_2^{+5}O_5^{-2}$ = óxido clór*ico*

  $Cl_2^{+7}O_7^{-2}$ = óxido *per*clór*ico*

6.4 FUNCIÓN HIDRÓXIDO O BASE

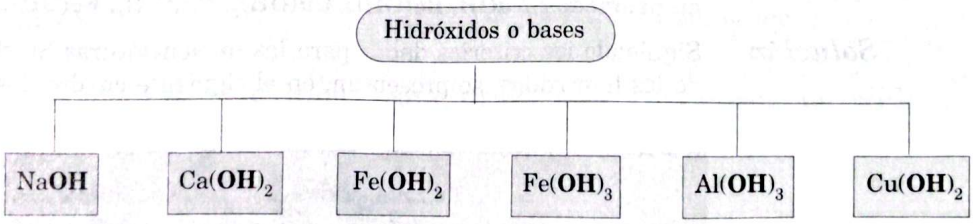


Figura 6.2 *Fórmulas de algunos hidróxidos.*

Según la definición del físico y químico sueco Svante Arrhenius, una base es un compuesto que, al disociarse en el agua, produce iones $(OH)^{-}$, los cuales son llamados oxidrilos, hidroxilos o hidróxidos.

Por ejemplo, el NaOH en agua produce Na^{+} y OH^{-}:

$$NaOH \xrightarrow[\text{en agua}]{} Na^{+} + OH^{-}$$

Muchas bases presentan sabor amargo y tienen sensación resbalosa. No es conveniente, sin embargo, tratar de reconocerlos por este procedimiento. Algunas bases son venenosas y corrosivas. El papel tornasol (indicador base-ácido) nos puede ayudar. Las bases cambian a color azul el papel tornasol rosado; colorean de rojo la fenolftaleína, neutralizan los ácidos y forman la sal respectiva y agua.

Los hidróxidos provienen de la reacción de un óxido de un metal con el agua lo cual determina que una base está constituida por un metal y el grupo OH^{-}. A continuación, se presentan algunos ejemplos:

Scanned with CamScanner

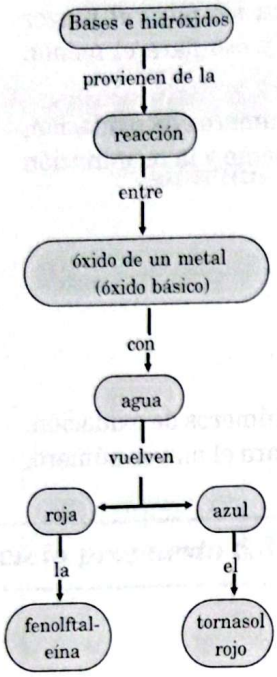


Diagrama 6.4
Función hidróxido.

$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$ El cual se utiliza para la fabricación de otros productos químicos, pulpa y papel, jabón y detergentes.

$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$ Se utiliza en el laboratorio para reconocer el CO_2 y para pintar paredes.

$Al_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow 2Al(OH)_3$ Hace parte de algunos desodorantes en forma de crema y talcos o polvos para el cuerpo, también como antiácido.

Las bases pueden disolver las grasas y los aceites.

Nomenclatura de los hidróxidos

Los nombres de las bases son muy parecidos a los de sus óxidos.

Según la nomenclatura Stock, se asigna la palabra hidróxido y, luego, el nombre del elemento, seguido del número de oxidación respectivo y en números romanos.

Se puede omitir el número romano. Si el elemento metálico presenta un solo estado de oxidación.

En la nomenclatura sistemática, se utilizan los prefijos di, tri, tetra, etc., según que la fórmula presente dos, tres o más grupos OH^-.

En el sistema tradicional, se comienza con el nombre hidróxido y, luego, va la terminación oso o *ico*.

Ejercicio guía 6.5

Dé los nombres a los siguientes hidróxidos, según los tres sistemas de nomenclatura mencionados: $NaOH$, $Ba(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $Pb(OH)_4$, $Fe(OH)_2$, $Al(OH)_3$.

Solución

Siguiendo los criterios dados para las nomenclaturas Stock, sistemática y tradicional de los hidróxidos, se presentan, en el siguiente cuadro, los nombres respectivos.

Sistema / Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura Stock	Nomenclatura sistemática
$NaOH$	Hidróxido de sodio o sódico	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
$Ba(OH)_2$	Hidróxido de bario o bárico	Hidróxido de bario	Dihidróxido de bario
$CuOH$	Hidróxido cuproso	Hidróxido de cobre I	Hidróxido de cobre
$Cu(OH)_2$	Hidróxido cúprico	Hidróxido de cobre II	Dihidróxido de cobre
$Pb(OH)_4$	Hidróxido plúmbico	Hidróxido de plomo IV	Tetrahidróxido de plomo
$Fe(OH)_2$	Hidróxido ferroso	Hidróxido de hierro II	Dihidróxido de hierro
$Al(OH)_3$	Hidróxido de aluminio o alumínico	Hidróxido de aluminio	Trihidróxido de aluminio

Ejercicio propuesto 6.6

Escriba las fórmulas de los siguientes hidróxidos:

a. Hidróxido de potasio
b. Hidróxido de vanadio
c. Trihidróxido de níquel
d. Hidróxido cobaltoso
e. Hidróxido mercúrico

Scanned with CamScanner

Taller 6.1 Función óxido y función hidróxido

Logros

- Nombrar y escribir correctamente fórmulas de óxidos e hidróxidos, tanto en la nomenclatura tradicional como en la sistemática y en la Stock.
- Reconocer algunos óxidos e hidróxidos de uso común.
- Adquirir disciplina para estudiar tanto en forma individual como en grupo.

Ubique los siguientes elementos en la tabla periódica y determine para cada uno el número de electrones que puede ganar o perder con base en la regla del octeto y su ubicación en dicha tabla:

H, O, Li, Cl, C, Ca, K, N, S, Br y Se.

Procedimiento

1. Dé el nombre a los siguientes óxidos, según las nomenclaturas Stock, sistemática y tradicional:
   Cl_2O, Cl_2O_3, Cl_2O_5, Cl_2O_7, N_2O_3, SO_2, P_2O_3, SeO_2, Bi_2O_5, AS_2O_3, TiO_2, FeO, NiO, Rb_2O, PbO_2.
2. Escriba las fórmulas de los siguientes óxidos:
   óxido cuproso, trióxido de diantimonio, dióxido de polonio, trióxido de telurio, óxido sulfúrico, óxido de cobalto III, óxido de paladio II, óxido de oro I, óxido de mercurio II.
3. Dé los nombres de los siguientes hidróxidos, según las nomenclaturas Stock, sistemática y tradicional:
   $RbOH$, $Sr(OH)_2$, $V(OH)_5$, $V(OH)_2$, $Ti(OH)_3$, $Rh(OH)_2$, $Ir(OH)_6$, $Fe(OH)_3$.
4. Escriba las fórmulas de los siguientes hidróxidos: hidróxido cúprico, hidróxido de bario, hidróxido de potasio, hidróxido de mercurio I, hidróxido de molibdeno V, hidróxido de hierro III, trihidróxido de vanadio, hidróxido de plata, trihidróxido de oro.

¿Cuáles son las propiedades de los ácidos?

6.5 FUNCIÓN ÁCIDO

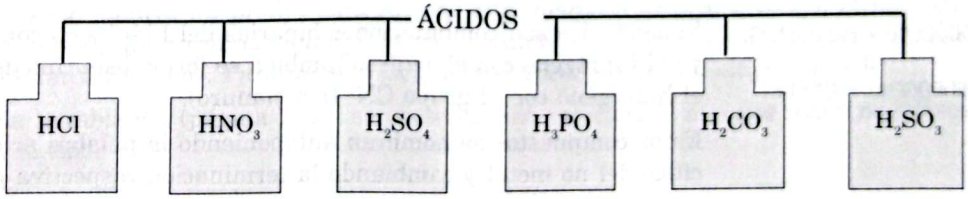


Figura 6.3 *Fórmulas de algunos ácidos.*

Según Arrhenius, se consideran *ácidos* aquellas sustancias que, al disolverse en agua, producen iones positivos, H^+, de hidrógeno. Actualmente, se conoce que dicho ion positivo forma, en solución acuosa, el ion H_3O^+, llamado hidronio u oxonio. Por ejemplo, la disolución del ácido clorhídrico en agua se representa así:

$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$. El HCl.

Los ácidos enrojecen el papel tornasol azul, decoloran la fenolftaleína que ha sido enrojecida por las bases, reaccionan con los hidróxidos y forman sales y agua.

Existen dos tipos de ácidos: los ácidos hidrácidos y los oxácidos.

Scanned with CamScanner

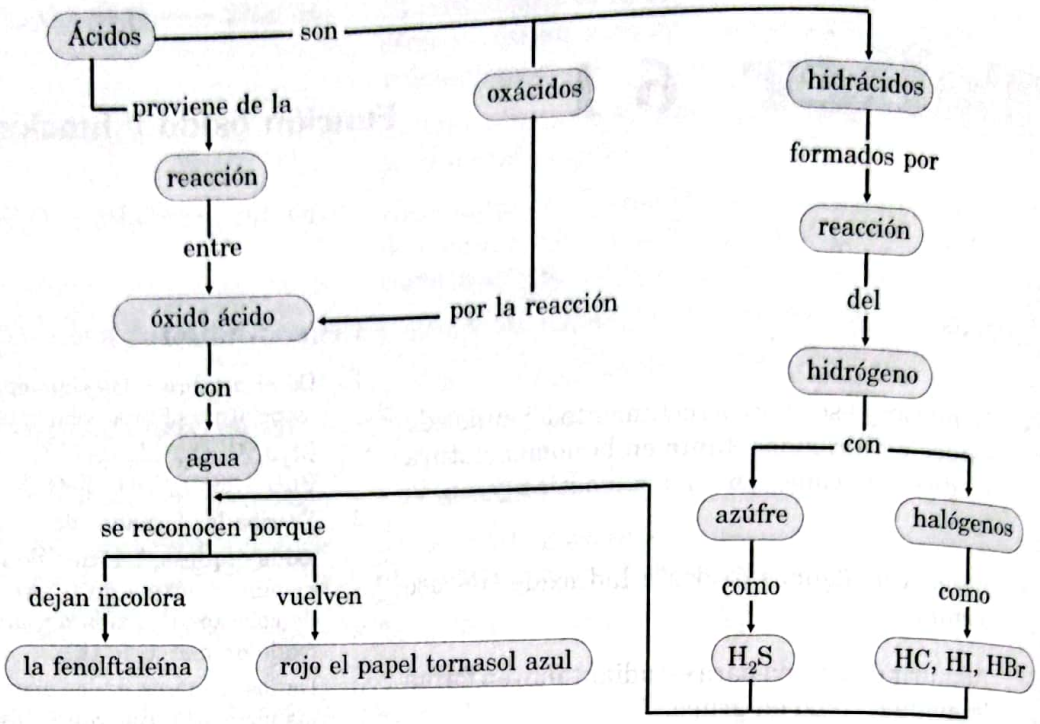


Diagrama 6.5 *Función ácido*

Los ácidos tienen gran aplicación tanto en la industria como en la vida diaria. Ejemplos: el ácido para baterías, H_2SO_4; algunos líquidos limpiadores contienen ácido clorhídrico, HCl.

En nuestro organismo, se encuentra el jugo gástrico que contiene ácido clorhídrico diluido y actúa como parte de una enzima llamada pepsina, en el desdoblamiento de algunos aminoácidos.

Acidos hidrácidos

HIDRÓGENO + HALÓGENOS
O
HIDRÓGENO + AZUFRE

Estos ácidos son combinaciones binarias del hidrógeno con los halógenos (F, Cl, etc.) y del hidrógeno con el azufre. También se forma este tipo de ácido cuando se combina el hidrógeno con el grupo CN^- (ion cianuro).

Estos compuestos se nombran anteponiendo la palabra ácido; luego, el nombre específico del no metal y cambiando la terminación respectiva por el sufijo hídrico.

Ejercicio guía 6.6

Nombre los siguientes hidrácidos: HI, H_2S, HBr.

Solución

HF = ácido fluorhídrico

HCl = ácido clorhídrico

HCN = ácido cianhídrico.

Ejercicio propuesto 6.7

Nombre los siguientes hidrácidos: HI, H_2S, HBr.

El hidrógeno se une con algunos no metales y forma compuestos que no son ácidos. A estos compuestos se les asignan nombres muy específicos, como NH_3 amoníaco, H_2O agua, PH_3 fosfina, ASH_3 arsenamina, SbH_3 estibamina.

Scanned with CamScanner

Acidos oxácidos

ÁCIDO OXÁCIDO
↓
ÓXIDO ÁCIDO + AGUA

Estos ácidos son compuestos formados a partir de los óxidos ácidos o de los no metales, cuando se combinan con el agua.

Ejemplos:

$$N_2O_3 + H_2O \longrightarrow H_2N_2O_4 = HNO_2$$
$$N_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_2N_2O_6 = HNO_3$$
$$Cl_2O + H_2O \longrightarrow H_2Cl_2O_2 = HClO$$
$$Cl_2O_3 + H_2O \longrightarrow H_2Cl_2O_4 = HClO_2$$
$$Cl_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_2Cl_2O_6 = HClO_3$$
$$Cl_2O_7 + H_2O \longrightarrow H_2Cl_2O_8 = HClO_4$$

Como se puede observar, los ácidos oxácidos están formados por tres clases de átomos: el hidrógeno, un no metal y el oxígeno.

El hidrógeno, en estos compuestos, tiene número de oxidación + 1, el oxígeno – 2 y el elemento no metálico varía su estado de oxidación, lo cual hace que el nombre del ácido correspondiente también varíe.

Si se observan las fórmulas de los ácidos anteriores, se puede ver que cada una está compuesta por la unión del hidrógeno a un ion poliatómico negativo formado por un no metal y el oxígeno.

Estos iones tienen nombres específicos y se pueden también nombrar según la nomenclatura tradicional y la sistemática.

Ejemplos:

SO_3^{-2} ion sulfito o ion trioxosulfato IV

SO_4^{-2} ion sulfato o tetroxosulfato VI

Nótese que, en los dos ejemplos anteriores, según la nomenclatura tradicional, los nombres de los iones pueden terminar en *ato* o *ito*. También se utilizan los prefijos *hipo* o *per*, como se vio al analizar el sistema de nomenclatura tradicional para óxidos.

Según la nomenclatura sistemática, el nombre de los iones negativos que contienen oxígeno incluye un prefijo para indicar el número de oxígenos, luego, el nombre del no metal, que termina siempre en *ato,* seguido del número de oxidación y escrito en números romanos. Para un solo oxígeno, se puede obviar el sufijo mono.

En la tabla 6.1 (página 146), se presenta una relación de algunos iones negativos de este tipo.

Nomenclatura de los ácidos oxácidos

Para escribir o nombrar ácidos oxácidos, es importante saber las fórmulas y nombres de los iones negativos.

Según la nomenclatura tradicional, se comienza con la palabra ácido y hace uso de los sufijos oso o ico y de los prefijos *hipo* o *per*, si existen más de dos ácidos oxácidos de ese elemento.

La nomenclatura Stock adiciona, a la palabra ácido, el prefijo respectivo según la cantidad de oxígenos, seguido de la palabra *oxo* y la raíz del nombre correspondiente del elemento no metálico diferente del hidrógeno y del oxígeno, con la terminación *ico* y su número de oxidación en números romanos.

Scanned with CamScanner

Ion negativo	Nomenclatura sistemática
$(SO_3)^{-2}$	Trioxosulfato IV
$(SO_4)^{-2}$	Tetroxosulfato VI
$(NO_2)^{-}$	Dioxonitrato III
$(NO_3)^{-}$	Trioxonitrato V
$(ClO)^{-}$	Oxoclorato I
$(ClO)_2^{-}$	Dioxoclorato III
$(ClO)_3^{-}$	Trioxoclorato V
$(ClO)_4^{-}$	Tetroxoclorato VII
$(CO)_2^{-2}$	Dioxocarbonato II
$(CO)_3^{-2}$	Trioxocarbonato IV

Tabla 6.1 *Nombres de algunos iones, según la nomenclatura sistemática.*

En la nomenclatura sistemática, se da el nombre del ion; luego, la expresión de hidrógeno.

En la tabla 6.2, se presentan las fórmulas de algunos de estos oxácidos y sus respectivos nombres.

Fórmula del ácido oxácido	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura Stock	Nomenclatura sistemática
	ácido . . .	ácido . . .	
HNO_2	Nitroso	Dioxonítrico III	Dioxonitrato III de hidrógeno
HNO_3	Nítrico	Trioxonítrico V	Trioxonitrato V de hidrógeno
$H_2N_2O_3$	No tiene nombre	Trioxodinítrico II	Trioxodinitrato II de hidrógeno
H_2SO_2	Hiposulforo	Dioxosulfúrico II	Dioxosulfato II de hidrógeno
H_2SO_3	Sulfuroso	Trioxosulfúrico IV	Trioxosulfato IV de hidrógeno
H_2SO_4	Sulfúrico	Tetroxosulfúrico VI	Tetrosulfato VI de hidrógeno
$H_2S_2O_3$	Tiosulfúrico*	Trioxotiosulfúrico VI	Trioxotiosulfato VI de hidrógeno
H_2CO_3	Carbónico	Trioxocarbónico IV	Trioxocarbonato IV de hidrógeno
H_2CO_2	Carbonoso	Dioxocarbonato II	Dioxocarbonato II de hidrógeno

* El sufijo *tio* significa que un oxígeno ha sido reemplazado por un azufre y su estado de oxidación es -2, S^{-2}.

Tabla 6.2 *Nombres de algunos ácidos, según los diferentes sistemas de nomenclatura.*

Scanned with CamScanner

Ejercicio guía 6.7

Dé los nombres de los siguientes ácidos, según los tres sistemas de nomenclatura vistos: $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$, H_4SiO_4.

Solución

De acuerdo con los criterios dados para nombrar ácidos, se tienen, entonces, los siguientes nombres:

Fórmula del ácido	Nomenclatura Stock	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
$HClO$	Ácido oxoclórico I	Oxoclorato I de hidrógeno	Ácido hipocloroso
$HClO_2$	Ácido dioxoclórico III	Dioxoclorato III de hidrógeno	Ácido cloroso
$HClO_3$	Ácido trioxoclórico V	Trioxoclorato V de hidrógeno	Ácido clórico
$HClO_4$	Ácido tetraoxoclórico VII	Tetroxoclorato VII de hidrógeno	Ácido perclórico
H_4SiO_4	Ácido tetroxosilícico IV	Tetroxosilicato IV de hidrógeno	Ácido silícico

Ejercicio propuesto 6.8

Dé los nombres de los siguientes ácidos, teniendo como referencia los tres tipos de nomenclatura vistos: H_3PO_3, HIO, HIO_3, HIO_4, $HBrO$.

Algunos óxidos ácidos pueden adicionar una, dos o tres moléculas de agua y, por tanto, su nombre también varía. Si adiciona una molécula de agua, se antepone al nombre del ácido el prefijo *meta;* si adiciona dos moléculas, el prefijo *piro* y si adiciona tres el prefijo *orto,* como se ilustra a continuación:

$P_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_2P_2O_6$ o HPO_3; ácido metafosfórico; ácido trioxofosfórico V o trioxofosfato V de hidrógeno.

$P_2O_5 + 2H_2O \longrightarrow H_4P_2O_7$; ácido pirofosfórico; ácido heptoxodifosfórico V o heptoxodifosfato V de hidrógeno.

$P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow H_6P_2O_8$ o H_3PO_4; ácido ortofosfórico; ácido tetroxofosfórico V o tetroxofosfato V de hidrógeno.

En el caso del último ácido, se puede suprimir el prefijo *orto* y se le da el nombre de ácido fosfórico.

Existen algunos elementos anfóteros, que pueden formar ácidos, como el Mn y el Cr. Sus fórmulas y nombres son los siguientes:

H_2CrO_4 ácido crómico, ácido tetroxocrómico VI, tetroxocromato VI de hidrógeno.

$H_2Cr_2O_7$ ácido dicrómico, ácido heptoxodicrómico VI, heptoxodicromato VI de hidrógeno.

H_2MnO_4 ácido mangánico, ácido tetroxomangánico VI, tetroxomanganato VI de hidrógeno.

$HMnO_4$ ácido permangánico, ácido tetroxomangánico VII, tetroxomanganato VII de hidrógeno.

¿Cómo se forman las sales?

6.6 FUNCIÓN SAL

Algunas sales de uso común y sus aplicaciones son:

Ácido + Metal → sal + hidrógeno

El bromuro de plata, BrAg, en las películas fotográficas; el arseniato de sodio, $NaAsO_3$, como herbicida, es tóxico para los seres humanos; el carbonato de calcio dihidratado o yeso, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, para hacer moldes; el bicarbonato de sodio, $NaHCO_3$, como polvo para hornear y para los extintores de espuma; el hipoclorito de sodio, $NaClO$, como agente blanqueador; el clorato de potasio, $KClO_3$, como constituyente de las cerillas y de la pólvora.

Ácido + Base → sal + agua

Scanned with CamScanner

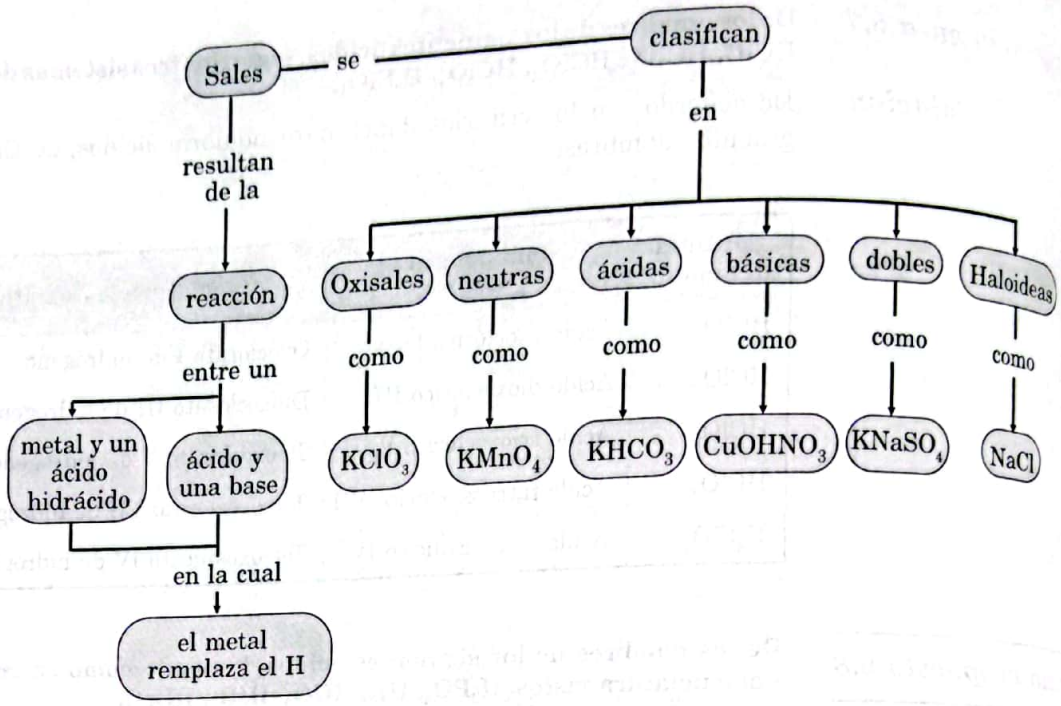


Diagrama 6.6 *Función sal.*

Las sales se forman al reemplazar los hidrógenos catiónicos de los ácidos por elementos metálicos.

Los ácidos reaccionan con las bases, y dan origen a una sal y agua. A su vez, un ácido con un metal dan una sal y agua.

Ejercicio guía 6.8

Escriba el resultado de la reacción entre los siguientes pares de ácido y sal o ácido y metal: NaOH, HCl; H_2SO_4, $Ca(OH_2)$; HNO_3, Cu.

Solución

Con base en la información dada anteriormente, se tiene:

$$\underset{\text{ácido}}{HCl} + \underset{\text{hidróxido}}{NaOH} \longrightarrow \underset{\text{sal}}{NaCl} + \underset{\text{agua}}{H_2O}$$

$$\underset{\text{ácido}}{H_2SO_4} + \underset{\text{hidróxido}}{Ca(OH)_2} \longrightarrow \underset{\text{sal}}{CaSO_4} + \underset{\text{agua}}{2H_2O}$$

$$\underset{\text{ácido}}{2HNO_3} + \underset{\text{metal}}{2Cu_2} \longrightarrow \underset{\text{sal}}{CuNO_3} + \underset{\text{Hidrógeno}}{H_2}$$

Tipos de sales

Tanto para su nomenclatura como para su formulación, las sales se dividen en sales neutras, sales ácidas, sales básicas y sales dobles.

Las sales neutras

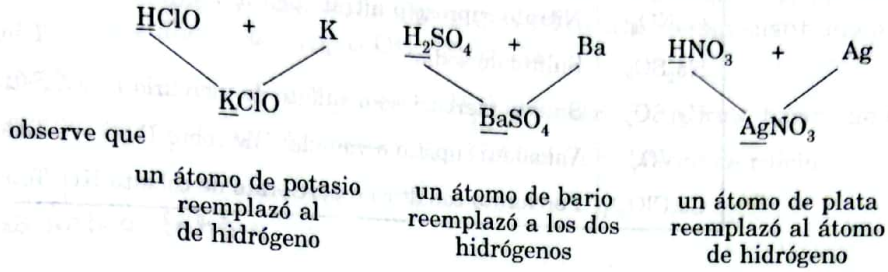
Estas sales no contienen hidrógenos catiónicos: todos han sido reemplazados por elementos metálicos.

Ejercicio guía 6.9

Explique por qué las siguientes sales son neutras: KClO, $BaSO_4$ y $AgNO_3$.

Scanned with CamScanner

Solución Son neutros, puesto que, en el ácido respectivo, los hidrógenos fueron sustituidos por potasio, bario y plata, respectivamente.



Ejercicio propuesto 6.9 **Explique por qué las siguientes sales son neutras y diga de qué ácido provienen: $CuNO_2$, $ZnSO_4$, Na_2CO_3 y K_3PO_4.**

Nomenclatura de las sales neutras

La nomenclatura de las sales es bastante parecida a la de los ácidos.

El éxito para dar los nombres correctos a las sales radica en el dominio que se tenga de la información sobre los iones positivos o cationes y los iones negativos o aniones. Al respecto, ya se ha descrito la forma de nombrarlos.

En el sistema tradicional, se utilizan, para los aniones, las terminaciones *ato, ito* o *uro* y los prefijos *hipo* y *per*. Para los cationes, se emplean los sufijos *ico* y *oso*.

Los ácidos cuyo nombre termina en *ico* cambian dicho sufijo por *ato* y, los ácidos con terminación *oso*, lo cambian por *ito*.

Los ácidos hidrácidos dan lugar a las sales cuyos nombres terminan en *uro*; por ejemplo, el sulfuro de níquel (II), NiS, proviene del ácido sulfhídrico, H_2S, en el cual se han reemplazado los hidrógenos por cobre.

El bromuro de mercurio (I), HgBr, es la sal del HBr: se ha remplazado el hidrógeno por mercurio.

Las sales formadas por un metal y un no metal se llama sales haloideas.

En la nomenclatura moderna, se combina la forma sistemática con la Stock. Se nombran primero los aniones y, luego, los cationes.

Para los aniones, se hace uso de los prefijos di, tri, tetra,... para indicar el número de oxígenos. Luego, a la raíz de la palabra del elemento no metálico, diferente del oxígeno, se le agrega la terminación *ato* y, en números romanos, el estado de oxidación de dicho elemento.

Para los cationes, se nombra el metal seguido del número romano que corresponda al número de oxidación. Si el elemento catiónico sólo tiene un número de oxidación, se da únicamente el nombre de dicho elemento.

Para las sales binarias, por ejemplo KCl, el nombre del anión termina en uro y el catión se nombra como se dijo anteriormente.

Ejercicio guía 6.10 **Dé el nombre de cada una de las siguientes fórmulas de sales neutras: KBr, $CuNO_3$, Na_2SO_3, Hg_2SO_4, $CuVO_3$, $Co(ClO_4)_3$.**

Solución Las sales formadas por metal, no metal y oxígeno se les llama sales oxisales. También pueden contener hidrógeno.

Scanned with CamScanner

Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura moderna
KBr	Bromuro de potasio	Bromuro de potasio
$CuNO_3$	Nitrato cuproso o nitrato de cobre I	Trioxonitrato V de cobre I
Na_2SO_3	Sulfito de sodio	Trioxosulfato IV de sodio
Hg_2SO_4	Sulfato mercurioso o sulfato de mercurio I	Tetroxosulfato VII de mercurio I
$CuVO_3$	Vanadato cúprico o vanadato de cobre II	Trioxovanadato IV de cobre II
$Co(ClO_4)_3$	Perclorato cobáltico o perclorato de cobalto III	Tetroxoclorato VII de cobalto III

Ejercicio propuesto 6.10 **Dé los nombres de las siguientes sales neutras: $CuSO_3$, $Fe(ClO_4)_2$, $Ba(NO_2)_2$, NaCl y $Ba(NO_3)_2$.**

Las sales ácidas

Dichas sales contienen hidrógenos catiónicos o hidrógenos sustituibles.

Ejercicio guía 6.11 **Determine, para las siguientes sales, de qué ácidos provienen, cuántos hidrógenos se sustituyeron y cuántos quedan por sustituir: $KHCO_3$, $NaHSO_4$, $CaHPO_4$.**

Solución

$KHCO_3$: esta sal proviene del ácido carbónico, H_2CO_3. Se remplazó un hidrógeno y queda uno por sustituir.

$NaHSO_4$: esta sal proviene del ácido sulfúrico, H_2SO_4. Se remplazó un hidrógeno y queda por remplazar uno.

$CaHPO_4$: dicha sal proviene del ácido fosfórico, H_3PO_4. Se remplazaron dos hidrógenos y queda por sustituir uno.

En cada uno de estos ácidos se sustituyó uno o dos hidrógenos por un elemento metálico.

Ejercicio propuesto 6.11 **Determine, para las siguientes sales, de qué ácido proviene cada una, cuántos hidrógenos se sustituyeron y cuántos son sustituibles: $KHPO_4$, Na_2HPO_3, $KHSO_3$.**

Nomenclatura de las sales ácidas

Para nombrar estas sales, se tienen en cuenta los criterios dados para las sales neutras y se recuerda que, ahora, se tienen uno o dos hidrógenos en la fórmula.

Ejercicio guía 6.12 **Dé los nombres de las siguientes sales ácidas: $Fe_2(HPO_4)_3$, $LiHCO_3$, CuHS y $KHSO_4$.**

Solución

Fórmula	Nombre tradicional	Nombre moderno
$Fe_2(HPO_4)_3$	Bifosfato de hierro III o fosfatoácido de hierro III	Tetroxofosfato V de hidrógeno y de hierro III
$LiHCO_3$	Bicarbonato de litio o carbonato ácido de litio	Trioxocarbonato de hidrógeno y litio
$Cu(HS)_2$	Bisulfuro de cobre II o sulfuro ácido de cobre II	Sulfuro de hidrógeno y cobre II
$KHSO_4$	Bisulfato de potasio o sulfato ácido de potasio	Tetroxosulfato VI de potasio

Scanned with CamScanner

Las sales básicas

Las sales básicas resultan de sustituir en una base, parcialmente, los grupos OH^-. También se obtiene una sal básica cuando en una sal neutra se han sustituido parcialmente los átomos metálicos por grupos OH^-. Ejemplo:

$CuOHNO_3$: $Cu(OH)_2 + HNO_3 \longrightarrow H_2O + CuOHNO_3$ nitrato básico de cobre

CaOHCl: $CaCl_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2CaOHCl$ cloruro básico de calcio

Las sales dobles

Las sales dobles están constituidas por más de un catión, como $KNaSO_4$, o por más de un anión, como CaBrF y sus nombres son sulfato de sodio y potasio, bromuro-fluoruro de calcio.

Taller 6.2

Función ácido y función sal

Logros

- Diferenciar los ácidos de las sales con base en los elementos que constituyen dichos compuestos.
- Escribir y dar los nombres a fórmulas de ácidos y sales tanto en la nomenclatura tradicional como en la nomenclatura sistemática y en la Stock.
- Adquirir la capacidad de interactuar en grupo dentro de una sana convivencia y ayuda mutua.

Conocimientos previos

Nombre cada uno de los siguientes compuestos:

N_2O_3, $Sr(OH)_2$, SrO, Na_2O, $Na(OH)$, CO, CO_2.

Procedimiento

1. Explique la forma como están constituidos los ácidos y las sales. Dé algunos ejemplos.
2. Dé los nombres de las siguientes fórmulas, según las nomenclaturas tradicional, sistemática y Stock:
   H_2SO_3, $HClO_3$, H_3PO_4, H_3PO_3, H_2CO_3, HNO_3, HNO_2, $HClO$, $HClO_4$.
3. Nombre las siguientes sales, según las nomenclaturas tradicional y Stock: $CaCl_2$, Na_2HPO_4, KH_2PO_4, $CuNO_3$, $CuSO_4$, $AgClO_3$, $HgClO$, $KHCO_3$, $Bi(OH)SO_4$.
4. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:
   nitrato de potasio, bromuro ferroso, bromito plumboso, ácido clórico, ácido crómico, ácido silícico, trioxoborato de hidrógeno, oxobromato I de hidrógeno, tetroxoarseniato III de hidrógeno, tetroxosulfato VI de cobre II, trioxocarbonato IV de hidrógeno y sodio.
5. Explique la diferencia que presentan, en su fórmula, las sales neutras y las sales ácidas. Dé algunos ejemplos.
6. A partir de la rejilla, determine:
   a. ¿Qué casillas contienen las sustancias que, mezcladas, dan la sustancia de la casilla 2?
   b. ¿En qué casillas están representadas las sustancias que, mezcladas, dan un ácido?
   c. ¿En qué casillas se representan sales?
   d. Escriba los nombres de las fórmulas de las casillas 1 al 6.

1. H_2SO_4	2. Na_2SO_4	3. $NaHSO_4$
4. SO_3	5. H_2O	6. $NaOH$

Scanned with CamScanner

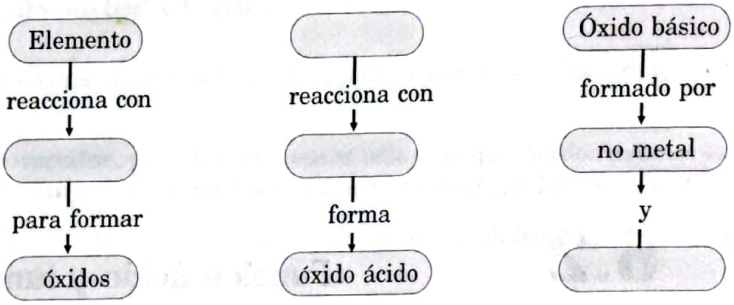
Autoevaluación

6.1 Introducción

1. ¿Qué se entiende por nomenclatura química?
2. ¿Qué importancia representa el establecimiento de una nomenclatura universalmente aceptada para nombrar y escribir los compuestos?

6.2 Nomenclatura y función química

1. Identifique la función química a la cual corresponde cada uno de los siguientes compuestos:
   $NaHCO_3$, KI, HF, CO_2, $Fe(OH)_2$, HCN, $CuNO_3$, H_3PO_4, KOH, TiO_2.
2. Complete, en su cuaderno, los siguientes diagramas:



3. Revise la lista de compuesto que obtuvo al comienzo del capítulo acerca de los productos caseros. Verifique la clasificación que hizo. Analice la utilidad del tema de este capítulo, para comprender mejor la composición de tales productos y la relación con su uso.

6.3 Función óxido

1. Dé los nombres, según los diferentes sistemas de nomenclatura, de cada uno de los siguientes óxidos:
   CO, CO_2, Sc_2O_3, Cl_2O_7, Cl_2O, GeO_2, SeO_2, SeO_3, Ag_2O, TeO_2, W_2O_5.
2. Escriba la fórmula de los siguientes óxidos: tetraóxido de triplomo, óxido de platino II, pentóxido de diiodo, óxido perclórico, óxido hipofosforoso, óxido de cobre I, óxido de vanadio III.

6.4 Función hidróxido o base

1. Escriba las fórmulas de los siguientes hidróxidos: hidróxido de calcio, hidróxido de cobre I, hidróxido de hierro III, hidróxido de cromo II, hidróxido mercúrico.
2. Dé nombres a los siguientes hidróxidos, según los tres sistemas de nomenclatura:
   CsOH; $W(OH)_6$; $V(OH)_5$, $Cu(OH)_2$; $Au(OH)_3$; $Pb(OH)_2$.
3. ¿Qué propiedades presentan los hidróxidos o bases?
4. Escriba las fórmulas de los hidróxidos que pueden formar los siguientes elementos: Na, Zn, Co, Pd, Ti, Re, Pt.
5. Nombre cada uno de los hidróxidos cuya fórmula se pide escribir en el ejercicio anterior.

6.5 Función ácido

1. ¿Qué propiedades presentan los ácidos?
2. ¿Qué diferencias presentan los ácidos hidrácidos y los ácidos oxácidos, en cuanto a la composición molecular?
3. Dé los nombres de los siguientes ácidos:
   HCl, H_2SO_3, H_2S, HNO_3, H_2SO_4, H_3PO_4, HClO, $HClO_4$.

Scanned with CamScanner

4. Escriba la fórmula de los siguientes ácidos:
Acido carbónico, ácido nitroso, trioxosulfato IV de hidrógeno, ácido trioxoclórico V, ácido bromhídrico, ácido cianhídrico.

6.6 Función sal

1. Explique las diferencias entre las sales neutras y las sales ácidas.
2. Escriba las fórmulas de las siguientes sales:
tetroxoyodato VII de potasio, trioxosulfato IV de sodio, tetroxosulfato VI de vanadio II, fluoruro-cloruro de hierro II, fosfato de zinc.
3. Dé los diferentes nombres con los cuales pueden identificarse las siguientes sales:
Cu_2SiO_3; NH_4HCO_3; $NiCrO_3$; $Pb_3(PO_4)_2$; $CuNaSO_4$.
4. A partir de la información de la rejilla, precise:
   a. Formule la ecuación para obtener la sustancia de la casilla 4.
   b. ¿Qué sustancia falta en la rejilla que, mezclada con la sustancia de la casilla 3, produce el nitrato de la casilla 2?
   c. ¿Cuáles son los productos de la reacción entre las sustancias de las casillas 1 y 6?
   d. ¿Qué casillas contienen fórmulas que representan ácidos?
5. Explique por qué la sal que se representa en la casilla 4 es neutra.

1.	2.	3.
NaOH	$Ba(NO_3)_2$	$Ba(OH)_2$
4.	5.	6.
$BaSO_4$	H_2SO_4	HCl

Términos clave y diagramas conceptuales

1. Establezca el significados de por lo menos 5 expresiones o términos clave.
2. Escriba el mayor número posible de frases con sentido químico a partir de los diagramas conceptuales de esta unidad.

QUÍMICA Y AMBIENTE

La lluvia ácida

El grado relativo de acidez o basicidad de una sustancia se expresa en términos de pH. La escala de pH varía desde cero hasta 14.

Un pH siete se considera neutro, mientras que un pH menor, es ácido y, mayor, es alcalino.

A manera de comparación: el agua destilada tiene un pH siete; el jugo de tomate, cuatro; el vinagre, tres y el jugo de limón, dos.

Usualmente, el agua lluvia es ligeramente ácida y tiene un pH entre cinco y seis, debido a que el dióxido de carbono y otras sustancias que ocurren naturalmente en la atmósfera se disuelven en la lluvia y forman una solución ácida diluida.

Con el descubrimiento de la era industrial, en los Estados Unidos y en Europa se han registrado valores para el pH del agua lluvia de 4, 3 e, incluso, más bajos.

Uno de los problemas más serios de contaminación del aire que enfrenta en la actualidad el mundo es la precipitación ácida. Con este término se incluyen, en primer lugar, la lluvia ácida como tal, es decir, la disolución en la lluvia de óxidos de elementos no metálicos, como NO_2 y SO_2, que originan una solución ácida que cae a la tierra en forma de lluvia y la sedimentación de partículas ácidas portadoras de sulfatos, que se separan del aire.

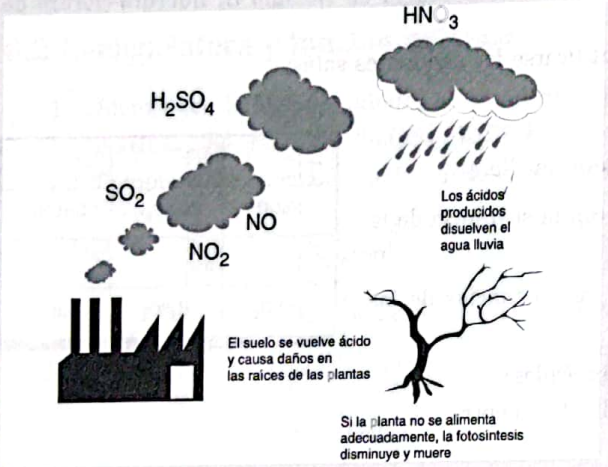
La precipitación ácida, bien sea en forma húmeda, lluvia ácida propiamente dicha o en forma seca, sedimentación de partículas con características ácidas, no es un fenómeno nuevo y representa una seria amenaza para el ambiente.

Los orígenes de la lluvia ácida se remontan a los comienzos de la revolución industrial. La expresión "lluvia ácida" fue acuñada por los químicos del siglo XIX, quienes percibieron el deterioro de los edificios de la época causado por la acción de la lluvia.

Scanned with CamScanner

La precipitación ácida se produce cuando se liberan a la atmósfera óxidos de azufre SO_2 y de nitrógeno NO_2 en grandes cantidades.

La combustión del carbono que posee azufre es una de las principales fuentes de SO_2 para la atmósfera. Por otra parte, los carros y otros vehículos emiten, a través de los exhostos, óxidos de nitrógeno.



Estos contaminantes, una vez en la atmósfera, son transportados por los vientos a grandes distancias de sus fuentes, donde originan precipitación ácida en forma húmeda o seca.

Se genera, así, un problema de contaminación, que trasciende los límites físicos nacionales e internacionales.

Durante la permanencia en la atmósfera, los óxidos de azufre y de nitrógeno se transforman en una gran variedad de contaminantes secundarios, que forman soluciones diluidas de ácido nítrico y ácido sulfúrico. Fenómenos naturales como la lluvia y la nieve retornan estos ácidos a la superficie de la tierra, lo cual hace que el pH de los lagos, los ríos y los suelos se hagan más ácidos.

Los efectos de la precipitación ácida sobre los ecosistemas acuáticos son bien conocidos. Si bien es cierto que existen algunas especies que toleran grandes variaciones de pH, otras, como los mejillones de agua dulce, son muy susceptibles y mueren con variaciones pequeñas de la acidez.

En general, la acidificación de los lagos conduce a la desaparición de los peces. En Europa, EE.UU. y el Canadá existen lagos que, en el pasado, fueron ricos en peces y otras formas de vida y que, en la actualidad, ya no presentan condiciones para mantener esa vida.

A pesar de que los efectos directos de la precipitación ácida sobre las plantas son más difíciles de establecer, hoy se sabe que son uno de los factores de destrucción de las florestas en el norte de Europa y los EE.UU.

Es bien conocida una de las formas como la precipitación ácida destruye las plantas.

La precipitación ácida cambia la química de los suelos, lo cual, a su vez, altera el desarrollo de las raíces y, por tanto, la toma de agua y de nutrientes por la planta.

Por otra parte, muchos minerales necesarios para las plantas se disuelven fácilmente en un medio ácido y, por tanto, son arrastrados por el agua antes que la planta los pueda asimilar.

Finalmente, algunos metales como el manganeso y el aluminio, al disolverse en los suelos ácidos, se hacen abundantes en los alrededores de las raíces, de tal manera que sus concentraciones alcanzan niveles que son tóxicos para las plantas.

Realice un resumen de la lectura anterior. Exprese, a través de una cartelera, los efectos de la lluvia ácida.

PARA EL PORTAFOLIO

- Asigne un valor en la escala de 1 a 10 a cada uno de los siguientes aspectos. Confronte su calificación con la de otros compañeros, analice los resultados y de ser necesario proponga alternativas frente a aquellos aspectos de baja calificación:

1. Capacidad para relacionar los temas nuevos con los ya vistos.

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

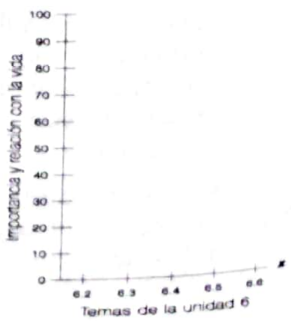
2. Disponibilidad de laboratorio, materiales y reactivos para realizar experimentos.

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

3. Disponibilidad de biblioteca y libros suficientes para consultas.

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

- Asigne valores a las coordenadas x, y. Grafique mediante barras. x representa los temas de la unidad, y representa nivel de importancia y relación con la vida diaria de dichos temas.



Scanned with CamScanner

Unidad 7

Estado gaseoso

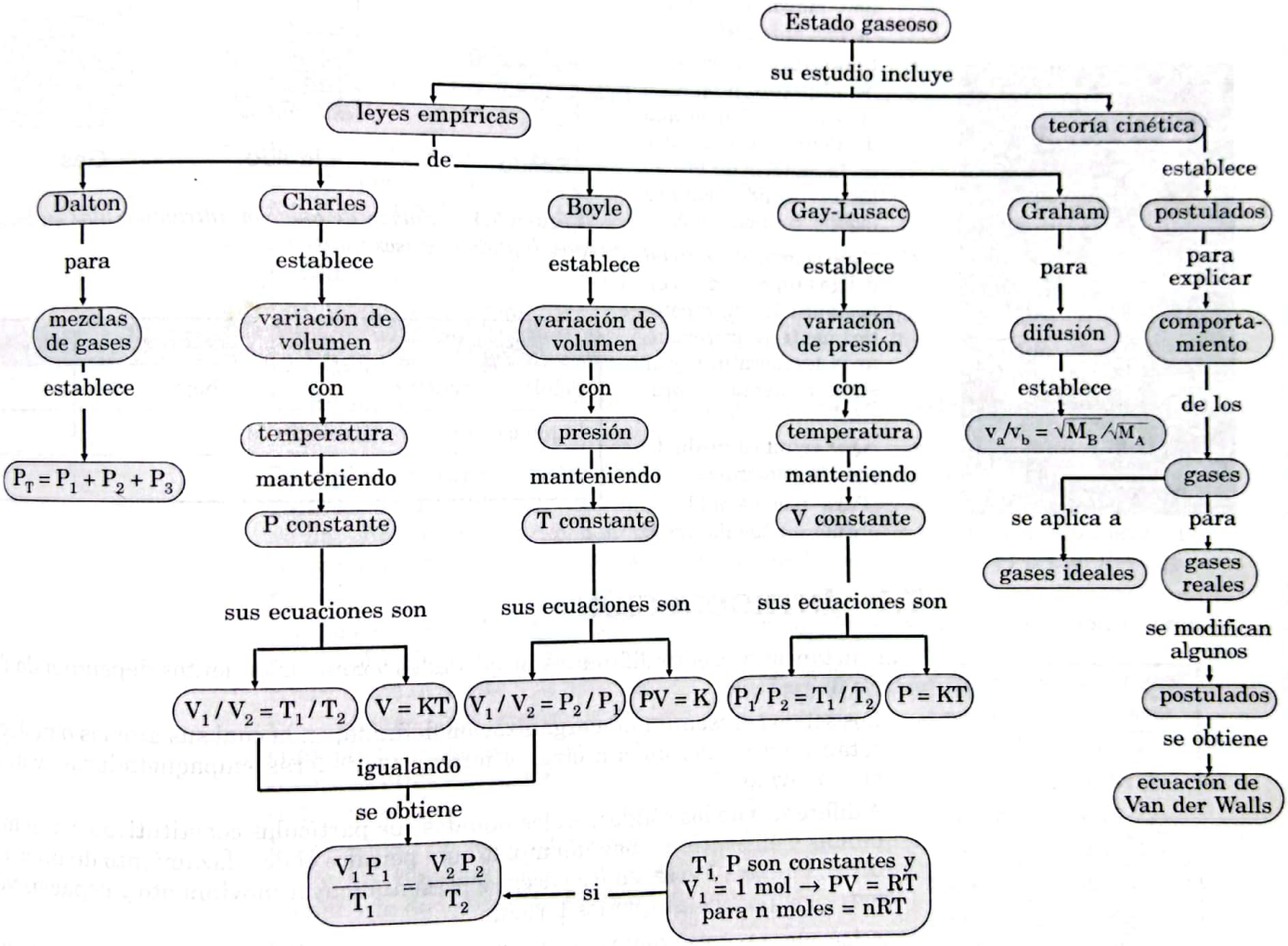


Diagrama 7.1 *Estado gaseoso.*

Scanned with CamScanner

Términos claves

Gas, ley de Boyle, ley de Charles, ley de Gay-Lussac, volumen molar, ecuación de estado, difusión, ley de Dalton, ley de Graham, teoría cinética molecular, viscosidad, fluidez, condiciones normales.

Logros

- Identificar los principios de la teoría cinética molecular.
- Explicar el comportamiento de los gases ideales en términos de la teoría cinética molecular.
- Explicar las leyes de los gases ideales.
- Establecer la diferencia entre gases ideales y gases reales, con base en la teoría cinética y los resultados experimentales.
- Aplicar las leyes de Charles, Boyle y Dalton para resolver problemas de presión, temperatura y volumen.

Conocimientos previos

En la figura 7.1 se representa la fuerza de atracción intramolecular en los sólidos, líquidos y gases.

- ¿Cuáles partículas tienen mayor posibilidad de movimiento?
- Complete en su cuaderno, el cuadro propuesto en esta sección acerca de algunas propiedades de la materia en los estados fundamentales (sólido, líquido, gas).
- ¿Qué ocurre al volumen del gas representado en la figura 7.1 si, hipotéticamente, se incrementa la temperatura, y si se incrementa la presión?
- ¿Qué significa medir la presión sanguínea?
- ¿Para qué se mide la presión de las llantas de un auto?

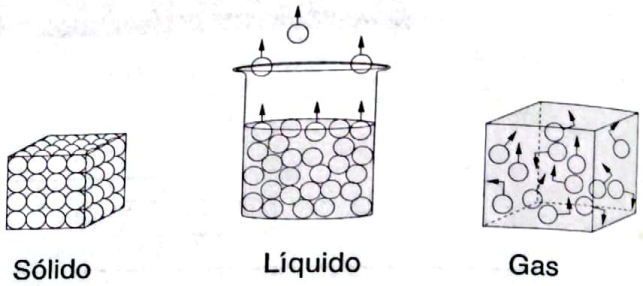


Figura 7.1 *Fuerza de atención intramolecular en los sólidos, líquidos y gases.*

	Forma	Volumen	Compresión	Densidad
Sólidos	constante		baja	
Líquidos		constante		
Gases				

7.1 INTRODUCCIÓN

Una sustancia presenta diferentes propiedades y comportamientos dependiendo de su estado físico, así:

- Los sólidos presentan una organización definida, en la cual sus átomos o moléculas están muy juntas unas a otras y forman verdaderas empaquetaduras, con muy poca movilidad.

  A diferencia de los sólidos, en los líquidos sus partículas constitutivas están menos unidas y en continuo movimiento, lo cual permite el desplazamiento de unas sobre otras. Por otra Parte, en los gases se presenta mayor movimiento y espacios vacíos entre las partículas que los forman.

  A los gases y a los líquidos se los llaman fluidos porque se desplazan con facilidad debido a que no presentan una estructura compacta y sus moléculas tienen libertad de movimiento.

Contraria a la fluidez es la viscosidad, que se origina en la atracción de las moléculas entre sí, ya que ésta produce una resistencia interna al desplazamiento. La viscosidad es una propiedad asociada más a los líquidos que a los gases.

Scanned with CamScanner

¿Qué propiedades de la materia se indican en el diagrama 7.2?

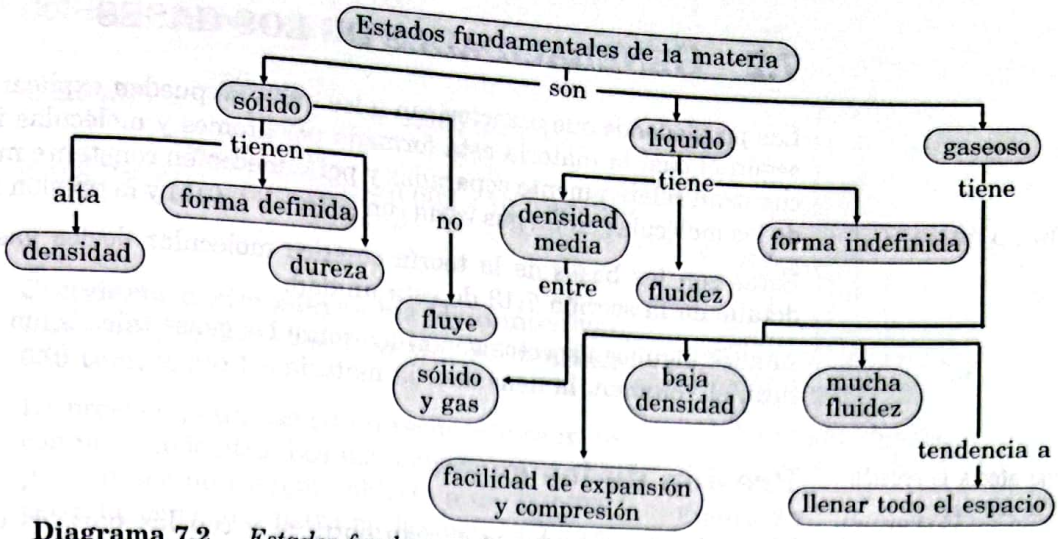


Diagrama 7.2 *Estados fundamentales de la materia.*

- Los gases se dejan comprimir fácilmente, razón por la cual se dice que son muy compresibles. Esta propiedad se debe al espacio vacío que hay entre sus moléculas.
- Los sólidos presentan una forma definida, mientras que los líquidos toman la forma del recipiente que los contiene y los gases tienden a expandirse indefinidamente o a llenar totalmente el recipiente que los contiene.
- El volumen de los sólidos y los líquidos es definido, mientras que los gases ocupan el volumen del recipiente donde se encuentran.
- Los sólidos se difunden más lentamente que los líquidos, mientras que los gases lo hacen más rápidamente que los estados anteriores. Esta propiedad depende de la densidad del gas.

  La difusión es el desplazamiento que experimenta una sustancia a través de otra y lo hace en todas las direcciones.

  Ejemplos de difusión se observan en casos como los siguientes: adición de una gota de tinta a un vaso con agua, adición de unos cristales de permanganato de potasio a un recipiente con agua o cuando se abre un perfume y a la distancia se percibe su olor. Esta última situación también ocurre con el humo del cigarrillo.
- Los gases se mezclan rápidamente. Algunos líquidos son bastante miscibles, como el etanol y el agua; otros son inmiscibles como el aceite y el agua. A su vez, algunos sólidos se mezclan fácilmente con el agua, como el azúcar, mientras otros no lo hacen, como sucede con el carbón.
- La densidad de los sólidos es alta; la de los líquidos es, en general, menor y la de los gases es bastante baja.

Como ejemplos tenemos las densidades que aparecen en la tabla 7.1.

Sustancia	Estado	Densidad g/mL
Hidrógeno	Gaseoso	0.000089
Oxígeno	Gaseoso	0.00143
Aire	Gaseoso	0.00129
Etanol	Líquido	0.79
Benceno	Gaseoso	0.000148
Benceno	Líquido	0.899
Benceno	Sólido	0.968
Cloruro de sodio	Sólido	2.16
Oro	Sólido	19.32
Agua	Líquido	1.00

Tabla 7.1 *Densidad de algunos compuestos.*

Ejercicio propuesto 7.1

Establezca una comparación entre algunas propiedades que presentan los sólidos, los líquidos y los gases.

Scanned with CamScanner

7.2 GENERALIDADES DE LOS GASES

Las propiedades que caracterizan a los gases se pueden explicar partiendo del principio según el cual la materia está formada por átomos y moléculas individuales, que se encuentran relativamente separadas y permanecen en constante movimiento. La distancia de las moléculas en un gas varía con la temperatura y la presión a las cuales se sometan.

Éstas son las bases de la teoría cinética molecular de los gases, que se tratará con detalle en la sección 7.13 de esta unidad.

Analice algunos aspectos generales sobre los gases tales como la presión, la temperatura, el volumen, la densidad, la materia.

¿Cómo afecta la presión a los gases?

Presión de los gases

Las moléculas de un gas chocan entre sí y con las paredes de los envases que las contienen.

Así, ejercen presión sobre cualquier superficie con la cual entren en contacto: por ejemplo, el aire encerrado en un neumático ejerce presión contra las paredes internas de éste. De igual manera, la atmósfera ejerce presión sobre la Tierra y sobre todos los cuerpos que se encuentran sobre ella, incluidos nosotros mismos; en este caso, hablamos de presión atmosférica. La fuerza de la colisión y el número de colisiones con las paredes del envase determinan la presión del gas.

La presión se define como la fuerza por unidad de área:

P = F/A, donde P = presión; F = fuerza; A = área.

La presión se puede expresar en dinas / cm^2 o Newton / m^2. Esta última unidad se conoce como pascal. El pascal es el estándar de medida de la presión en el sistema internacional de unidades, SI.

La presión atmosférica no es uniforme en todos los sitios de la Tierra: depende de la cantidad de gases presentes en la atmósfera y ésta, a su vez, es variable. La mayor presión atmosférica se registra al nivel del mar y va disminuyendo con la altura. La presión atmosférica se mide con el barómetro, cuyo invento se debe al físico italiano Evangelista Torricelli, en 1664.

A la presión registrada al nivel del mar se la denomina una atmósfera de presión y presenta las siguientes equivalencias:

1 atmósfera = 76 cm Hg = 760 mm Hg = 760 torr. De esta manera,

1 torr = 1 mm Hg.

1 atmósfera de presión es equivalente a 1.013×10^3 N / m^2, o sea,

1 atmósfera = 1.013 x 10^3 Pa.

Ejercicio guía 7.1 **¿A cuántos mm Hg equivalen:**

a. 2.5 atmósferas? b. 0.8 pascales?

Solución Como el ejercicio suministra la presión en atmósferas y pascales y pide convertirlos a mm Hg, es necesario establecer las equivalencias respectivas para luego hacer las operaciones.

1 atm = 760 mm Hg y 1 atm = 1.013×10^3 Pa,

De las relaciones anteriores, se obtiene:

760 mm Hg = 1.013 x 10^3 Pa.

Scanned with CamScanner

Utilizando factores de conversión, se tiene:

a. $2.5 \cancel{atm} \times \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \cancel{atm}} = 1{,}900 \text{ mm Hg}$

b. $0.8 \cancel{Pa} \times \frac{760 \text{ mm Hg}}{1.013 \times 10^3 \cancel{Pa}} = 6.002 \times 10^{-3} \text{ mm Hg}$

Ejercicio propuesto 7.2

Convierta a atmósferas los siguientes valores de presión: 560 mm Hg, 70 mm Hg, 650 torr, 2,000 Pa.

La presión de un gas en un recipiente se mide con un manómetro. Los manómetros, a su vez, pueden ser de extremo abierto o de extremo cerrado, como se ilustra en las figuras 7.3a y 7.3b.

La presión ejercida por el gas –lado izquierdo– es igual a la presión que se registra en el lado derecho.

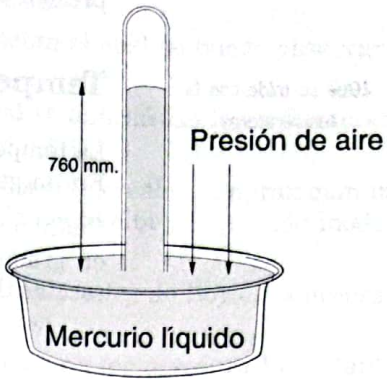


Figura 7.2 *Barómetro de mercurio para la medición de la presión atmosférica. Al nivel del mar, el aire de la atmósfera ejerce una presión sobre el mercurio fuera del tubo, la cual mantiene la columna de mercurio a una altura de 760 mm.*

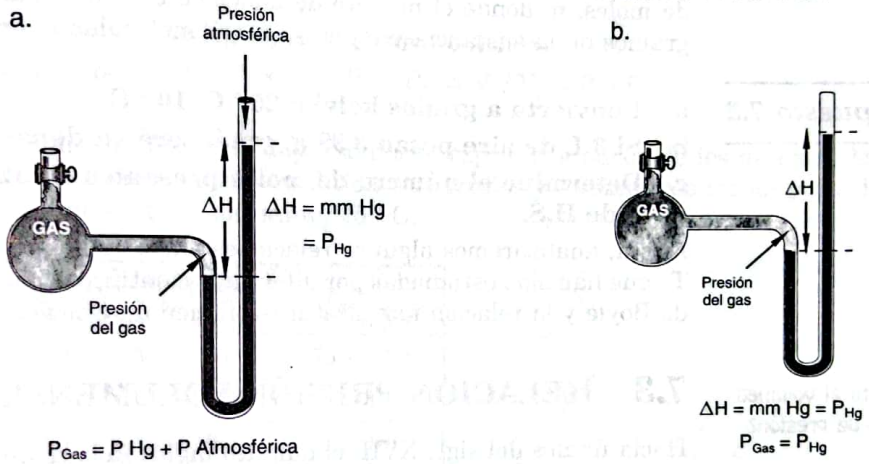


Figura 7.3 *Manómetros: a. De extremo abierto; b. De extremo cerrado.*

En la figura 7.3a, la presión del gas P_{gas}, es superior a la presión atmosférica; por tanto, es igual a la presión de la atmósfera más la presión de, ΔH, o presión de la fracción de la columna de mercurio, P_{Hg}. De tal manera que:

$$P_{gas} = P_{Hg} + P_{atmosférica}$$

Si la presión del gas en la figura 7.3a fuese igual a la presión atmosférica, entonces, se indicaría así: $P_{gas} = P_{atmosférica}$

Por otra parte, si la presión del gas fuera menor que la presión atmosférica, habría que restarle a ésta el ΔH o diferencia de altura de la columna de Hg, y se expresaría así:

$$P_{gas} = P_{atmosférica} - \Delta H \text{ . Hg}$$

$$P_{gas} = P_{atmosférica} - P_{Hg}$$

En el manómetro de la figura 7.3b, la presión del gas está determinada por la diferencia de altura, ΔH, de la columna de Hg, en el lado derecho. El espacio localizado sobre el

Scanned with CamScanner

mercurio en el extremo cerrado del tubo ha sido evacuado, lo cual determina que la presión de este aire no se adiciona a la presión de ΔH.

¿Qué se mide con la temperatura?

Temperatura de los gases

La temperatura es una medida de la energía cinética de las partículas en movimiento. En un gas, esta energía es fija a una temperatura dada.

Cuando se trabaja con gases, la temperatura se expresa en grados centígrados, °C o en grados Kelvin, K. Como se mencionó en la unidad 1, la relación entre estas dos escalas de temperaturas se expresa a través de la igualdad

$$K = {}^\circ C + 273$$

¿Qué se mide con la densidad?

Densidad y cantidad de materia de los gases

La densidad se expresa como la relación entre la masa y el volumen d = W / V. Generalmente, se expresa en g / cm^3; para los gases, se acostumbra a indicarla como g/L o kg / L.

La cantidad de masa, W de un gas se acostumbra expresar en gramos, g, o en número de moles, n, donde el número de moles se calcula a partir de n = W / P_M; W son los gramos de la sustancia y P_M es su masa molecular.

Ejercicio propuesto 7.3

a. Convierta a grados kelvin: 25 ° C, 10 ° C

b. Si 3 L de aire pesan 3.98 g, ¿cuál será su densidad?

c. Determine el número de moles presentes en 42 g de CH_4; 25 g de O_2; 128 g de H_2S.

Ahora, analizaremos algunas relaciones entre volumen, V; presión, P y temperatura, T, que han sido estudiadas por diferentes científicos como la relación presión-volumen de Boyle y la relación temperatura-volumen de Charles.

¿Cómo afecta al volumen un cambio de presión?

7.3 RELACIÓN PRESIÓN-VOLUMEN, LA LEY DE BOYLE

Hacia finales del siglo XVII, el químico inglés Robert Boyle y sus colaboradores estudiaron la relación entre el volumen y la presión de un gas, cuando la temperatura, T, y la cantidad del gas, en moles, n, se mantenían constantes. Ellos trabajaron experimentalmente con un aparato similar al que se muestra en la figura 7.4.

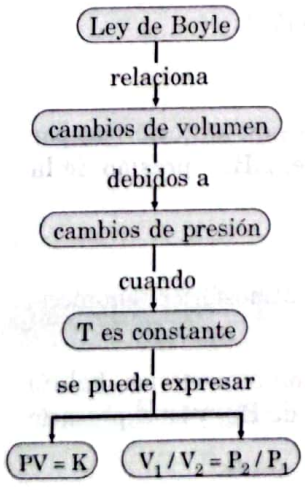


Diagrama 7.3 *Ley de Boyle.*

En la medida en que aumenta la presión sobre el gas, añadiendo mercurio Hg, el volumen del gas disminuye. A partir de mediciones cuidadosas de variaciones de presión y de volumen, llegaron a comprobar que el producto P × V = K, donde: P = presión; V = volumen y K es una constante, un número que no cambia y es característico de cada gas.

Este producto se puede expresar como V = K/ P y significa que el volumen de una cantidad fija de gas a una temperatura constante es inversamente proporcional a la presión ejercida sobre él.

Sin embargo, mediciones más precisas han demostrado que la expresión P × V = K no se cumple con exactitud; es decir, no se obtiene siempre el mismo valor para K.

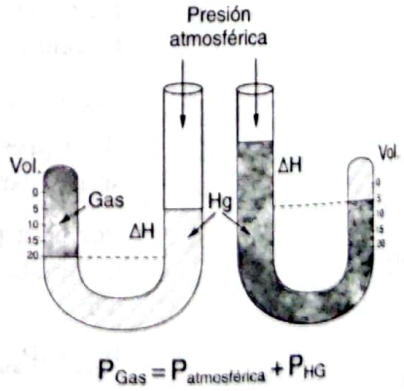


Figura 7.4 *Aparato de Boyle.*

La anterior observación llevó a considerar el comportamiento de los gases desde dos puntos de vista: como gases ideales y como gases reales.

El gas real es aquel que verdaderamente existe y sobre el cual se puede observar su comportamiento.

Hipotéticamente, un gas ideal está compuesto de puntos con masa que no tienen volumen y que no se atraen entre sí.

Un gas ideal es aquel estado hipotético sobre el cual se aplican las leyes formuladas y se obtienen resultados matemáticos muy exactos.

Con base en estas consideraciones, se concluyó que los gases reales se aproximan más a la ley de Boyle cuando la temperatura es moderadamente alta y la presión moderadamente baja.

Cuando se analiza el comportamiento de los gases según la ley de Boyle, es necesario considerar, como mínimo, el volumen en dos momentos.

En un momento 1, se tiene un volumen 1 a una presión 1 y a temperatura 1 constantes, usualmente identificadas como V_1, P_1, T_1 y en un momento 2, se tiene un nuevo volumen 2 a una presión diferente y a la misma temperatura. En estas últimas condiciones se tiene V_2, P_2, y la temperatura es la misma T_1. Según la relación $V \times P = K$, se tiene ahora:

La presión y el volumen de un gas son inversamente proporcionales entre sí cuando T y n se mantienen fijas.

$V_1 \times P_1 = K_1$, para una primera medición

$V_2 \times P_2 = K_2$, para una segunda medición.

Como la constante K_1, K_2 es la misma, entonces:

$K_1 = K_2$ y, por tanto: $V_1 \times P_1 = V_2 \times P_2 \Rightarrow V_1 / V_2 = P_2 / P_1$

Gráficamente, la ley de Boyle se puede expresar a partir de los datos de la tabla 7.2, los cuales corresponden a mediciones de presión y volumen realizados para el hidrógeno a una temperatura constante, 25 ° C.

Presión, P, mm Hg	Volumen, V, mL	P × V, mm Hg x mL
$P_1 = 700$	$V_1 = 25.0$	1.75×10^{-4}
$P_2 = 830$	$V_2 = 21.1$	1.75×10^{4}
$P_3 = 890$	$V_3 = 19.7$	1.75×10^{4}
$P_4 = 1060$	$V_4 = 16.5$	1.75×10^{4}
$P_5 = 1240$	$V_5 = 14.1$	1.75×10^{4}
$P_6 = 1510$	$V_6 = 11.6$	1.75×10^{4}

Tabla 7.2 *Valores del producto PV para el hidrógeno a temperatura constante.*

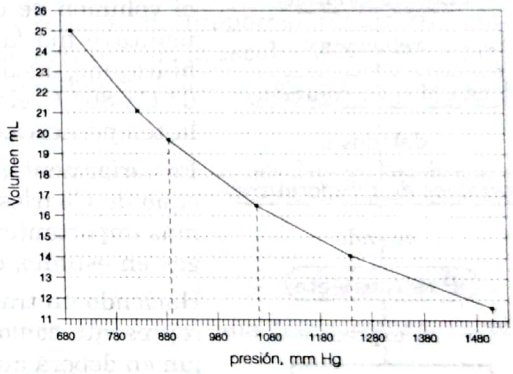


Figura 7.5 *Representación gráfica del cambio de volumen en función de la presión del gas.*

Nótese que, a medida que la presión aumenta, el volumen del hidrógeno disminuye, y que el producto P × V se mantiene constante.

En general, el comportamiento de cualquier gas es semejante al que acaba de describirse para el hidrógeno; por tanto, la representación gráfica de la ley de Boyle para cualquier gas se puede generalizar así: la presión y el volumen de un gas son inversamente proporcionales entre sí cuando T y n son constantes.

Ejercicio guía 7.2

Un gas ideal ocupa el volumen de 485 mL a una presión de 248 mm Hg. ¿Cuál será su volumen si la presión aumenta a 358 mm Hg?

Solución

- La relación entre presión y volumen está dada por: $V_1P_1 = V_2P_2$.

Scanned with CamScanner

El ejercicio da la siguiente información:

$V_1 = 485$ mL, $P_1 = 248$ mm Hg, $P_2 = 358$ mm Hg, se pregunta por $V_2 = ?$

- De la relación $V_1P_1 = V_2P_2$ se despeja V_2, se reemplaza por los datos y se hacen las operaciones:

$$V_2 = \frac{V_1P_1}{P_2}$$

$$V_2 = \frac{485 \text{ mL} \times 248 \cancel{\text{mm}}\ \text{Hg}}{358 \cancel{\text{mm}}\ \text{Hg}} = 335.97 \text{ mL (volumen del gas a 358 mm Hg)}$$

El nuevo volumen el gas es 335.97 mL.

Obsérvese que el volumen 2 es menor que el volumen 1 por cuanto la presión aumentó.

Ejercicio propuesto 7.4

a. Calcule el volumen de un gas ideal a 870 mm Hg, si ocupó 583 mL a 670 mm Hg.

b. El volumen de un gas ideal es de 5.85 litros a 1.6 atmósferas de presión. ¿Cuál fue la expansión del volumen si la presión se redujo a una atmósfera?

¿Por qué se eleva un globo?

7.4 RELACIÓN VOLUMEN-TEMPERATURA. LA LEY DE CHARLES

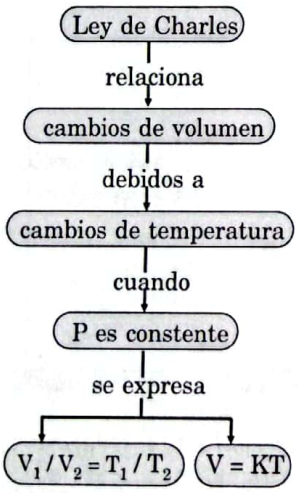


Diagrama 7.4 *Ley de Charles.*

Hacia 1780, el físico francés Jacques Charles analizó los cambios que se producían en el volumen de un gas cuando se variaba la temperatura. Durante los experimentos, mantuvo fija la cantidad de gas y también la presión. Charles trabajó con oxígeno, hidrógeno, dióxido de carbono y aire. Encontró que cuando los gases se calientan entre 0 ° C y 80 ° C, el volumen se expande relativamente en la misma medida en que aumenta la temperatura.

Posteriormente, el físico francés Joseph Gay-Lussac, hacia 1805, comprobó que el principio de Charles era aplicable a muchos otros gases y, además, demostró algo mucho más importante: que por cada variación de un grado centígrado en la temperatura del gas en estudio, éste cambiaba su volumen en 1 / 273 partes de su volumen.

Haciendo un tratamiento matemático, obtuvo lo siguiente: si para 0 ° C el volumen se representa como V_1, en mililitros, por cada ° C de aumento de la temperatura, el volumen deberá aumentar en 1 / 273, de este volumen, lo cual determina que el volumen del gas aumenta en la medida en que lo hace la temperatura. En la tabla 7.3 se muestra la variación del volumen de un gas frente a la variación de la temperatura, teniendo fijas la presión y el número de moles o cantidad de sustancia. Cuando la temperatura aumenta en 273 ° C, el volumen se duplica.

Temperatura	Volumen
0 ° C	V_1
1 ° C	$V_1 + 1/273\ V_1$
2 ° C	$V_1 + 2/273\ V_1$
10 ° C	$V_1 + 10/273\ V_1$
100 ° C	$V_1 + 100/273\ V_1$
200 ° C	$V_1 + 200/273\ V_1$
273 ° C	$V_1 + 273/273\ V_1 = 2V_1$

Tabla 7.3 *Variación del volumen de un gas frente a la variación de la temperatura.*

Lo interesante de este experimento fue haber logrado demostrar que, cuando la temperatura se disminuye, también lo hace el volumen del gas, en la misma proporción descrita.

Lo anterior determina que a – 273 ° C el volumen del gas será 0, por cuanto,

$$V_1 - 273/273\ V_1 = V_1 - V_1 = 0$$

Scanned with CamScanner

La figura 7.6 ayuda a comprender un poco más el proceso descrito.

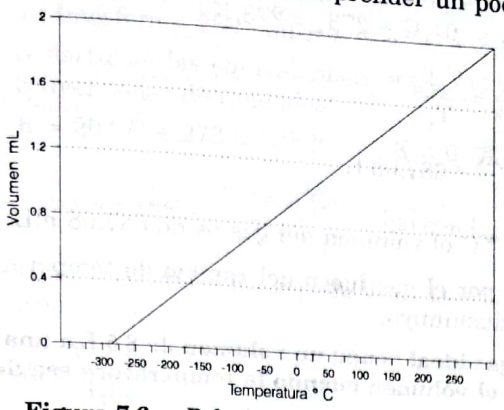


Figura 7.6 *Relación de la variación del volumen frente a la temperatura de un gas, cuando la presión y la cantidad del gas se mantinen fijas.*

Los trabajos de Charles y Gay-Lussac condujeron a los siguientes principios y conclusiones:

- El volumen fijo de una cantidad de gas varía en proporción directa al cambio de temperatura.
- En la media en que la temperatura del gas se acerca al punto de condensación, la relación de proporcionalidad no se cumple, por cuanto el gas comienza a pasar al estado líquido.
- Por debajo de – 273 ° C, ninguna sustancia permanece en dicho estado: se ha condensado, ha pasado al estado líquido y la ley de Charles sólo es explicable para los gases.
- A la temperatura de – 273 ° C se le llama temperatura absoluta y se la define como la temperatura a la cual el volumen de un gas llega a ser cero, pues se ha condensado, es ya un líquido.
- Estos experimentos determinaron la necesidad de establecer el cero absoluto, cuya equivalencia corresponde a – 273 ° C. Se estableció, así, la relación entre grados centígrados, ° C, y kelvin, K;
  K = ° C + 273.
- Los gases reales se acercan al comportamiento descrito por la ley de Charles, es decir, al comportamiento de un gas ideal, cuando la temperatura está por encima del cero absoluto.

En resumen, la ley de Charles establece una relación de proporcionalidad directa entre el volumen de un gas y el cambio de la temperatura en la escala Kelvin, siempre y cuando la presión y la cantidad de gas se mantengan fijas.

Matemáticamente, se expresa así:

$V = K \times T$ donde (V = volumen; K = constante; T = temperatura, en grados Kelvin, K)

$$\frac{V}{T} = K$$

Para una temperatura T_1, se tendrá un volumen V_1 y, para una temperatura T_2, el volumen será V_2.

$$\text{entonces } \frac{V_1}{T_1} = K_1, \text{ y } \frac{V_2}{T_2} = K_2$$

como $K_1 = K_2$, se tiene:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{o} \quad V_1T_2 = V_2T_1$$

Ejercicio guía 7.3 **El volumen de un gas ideal es de 750 mL cuando su temperatura es de 25 ° C. ¿Cuál es su volumen si la temperatura baja a 0 ° C?**

Solución Según la ley de Charles:

$V_1T_2 = V_2T_1$; $V_1 = 750$ L; $T_1 = 25$ ° C; $T_2 = 0$ ° C; $V_2 = ?$

Para realizar el ejercicio, es preciso convertir la temperatura a Kelvin, K, y, luego, aplicar la expresión de la ley de Charles.

Scanned with CamScanner

a. $T_1 = 25\,^\circ C \Rightarrow K = 25\,^\circ C + 273 = 298\ K$
$T_2 = 0\,^\circ C \Rightarrow K = 0\,^\circ C + 273 = 273\ K$

b. $V_1T_2 = V_2T_1 \Rightarrow V_2 = \dfrac{V_1T_2}{T_1}$

$$V_2 = \frac{750\ L \times 273\ \cancel{K}}{298\ \cancel{K}} = 687.08\ L$$

De esta manera, a 0 ° C el volumen del gas es de 687.08 mL.

El volumen ocupado por el gas luego del cambio de temperatura es menor debido a que la temperatura disminuyó.

Ejercicio propuesto 7.5

Una muestra de un gas ideal ocupa un volumen de 8.5 L a una temperatura ambiente de 18 ° C. ¿Cuál será el volumen cuando la temperatura sea de 35 ° C?

7.5 LEYES DE BOYLE Y CHARLES COMBINADAS

Como ya se vio, Boyle relacionó el volumen de un gas con la presión y estableció que $P \times V = K_a$. A su vez, Charles determinó que:

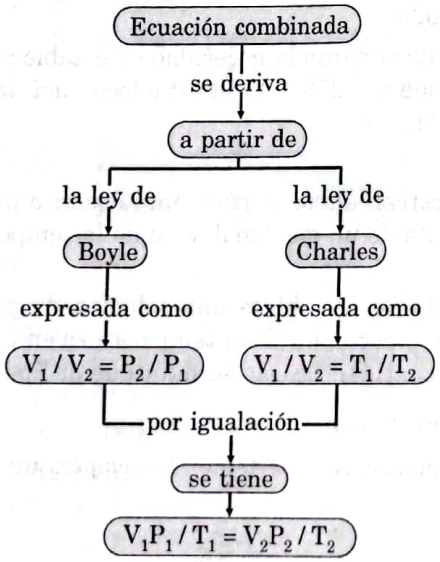


Diagrama 7.5 *Ecuación combinada.*

$\dfrac{V}{T} = K_b$ donde K_a y K_b corresponden a constantes o cantidades fijas.

Relacionando las dos leyes anteriores, se pueden enunciar según un mismo principio, así: el volumen de una cantidad fija de gas es directamente proporcional al cambio de temperatura e inversamente proporcional a la variación de la presión.

Matemáticamente, esta relación se puede expresar de la siguiente manera:

Según la ley de Boyle se tiene:

$V_1 / V_2 = P_2 / P_1$ cuando n y T son constantes; a partir de la ley de Charles, se establece que: $V_1 / V_2 = T_1 / T_2$ para n y P constantes, de donde $V_1 / V_2 = P_2 / P_1 = T_1 / T_2$. Esta expresión se puede transformar en:

$V_1P_1 / T_1 = V_2P_2 / T_2$, que se conoce como la ecuación combinada de los gases, que también se puede expresar como $V_1P_1T_2 = V_2P_2T_1$.

Ejercicio guía 7.4

Si 35 litros de dióxido de carbono se encuentran en condiciones de temperatura y presión ambiente de 20 ° C y 560 mm Hg respectivamente. ¿Cuál será su volumen a 0 ° C y 1 atmósfera de presión?

Solución

En el ejercicio se presenta una cantidad de un gas en unas condiciones de presión y de temperatura y se requiere calcular la variación de volumen cuando se varía tanto P como T.

Antes de aplicar la ecuación combinada, se necesita establecer cuáles son el volumen, la presión y la temperatura iniciales para luego hacer los reemplazos y operaciones correspondientes.

$$\frac{V_1 \times P_1}{T_1} = \frac{V_2 \times P_2}{T_2}$$

Scanned with CamScanner

$V_1 = 35$ L, $P_1 = 560$ mm Hg, $T_1 = 20\,^\circ$C, $V_2 = ?$, $P_2 = 1$ atm, $T_2 = 0\,^\circ$C

1 atmósfera = 760 mm Hg, K = ° C + 273.

A partir de las equivalencias entre ° C y K, atm y mm Hg, se hacen las respectivas conversiones de unidades.

K = 20 ° C + 273 = 293 K K = 0 ° C + 273 = 273 K

$$1\text{ atm} = \cancel{1\text{ atm}} \times \frac{760\text{ mm Hg}}{\cancel{1\text{atm}}} = 760\text{ mm Hg}$$

Una vez hecho el despeje de V_2 de la ecuación expresada al comienzo, se tiene la ecuación:

$$V_2 = \frac{V_1 P_1 T_2}{T_1 P_2}$$

en la cual se reemplazan los valores numéricos de presión, temperatura y volumen para obtener:

$$V_2 = \frac{35\text{ L} \times 560\ \cancel{\text{mm}}\text{ Hg} \times 273\ \cancel{K}}{760\ \cancel{\text{mm}}\text{ Hg} \times 293\ \cancel{K}} = 24.029\text{ L}$$

Otra forma de plantear las operaciones es:

a. Los 35 litros, del gas como volumen inicial, aumentarán o disminuirán, dependiendo de si la presión aumenta o disminuye.

   Las dos formas de relacionar los dos valores de la presión son:

   $$\frac{560}{760} = 0.73 \quad \text{o} \quad \frac{760}{560} = 1.35$$

   Una cantidad, en este caso como 35 L, se hará más grande cuando se multiplique por un factor mayor que la unidad, como 760 / 560, o disminuirá si se multiplica por un factor menor que la unidad, como 560 / 760.

   La división de dos cantidades es mayor que la unidad si el divisor o el denominador es menor que el dividendo o el numerador, y será menor si el denominador es mayor que el numerador.

   En este caso, como la presión ha aumentado, entonces el volumen disminuye. Se debe multiplicar por una relación de presiones menor que 1.

   $$35\text{ L} \times \frac{560\ \cancel{\text{mmHg}}}{760\ \cancel{\text{mm Hg}}}$$

b. De la misma manera, las dos formas de relacionar la temperatura son:

   $$\frac{273}{293} = 0.93 \quad \text{o} \quad \frac{293}{273} = 1.07$$

   El volumen del gas, 35 L, disminuirá si la temperatura disminuye, o aumentará si la temperatura aumenta. En este caso, puesto que T disminuye, se debe multiplicar por un factor de temperatura que sea menor que la unidad, es decir, 273 / 293.

   $$35\text{ L} \times \frac{273\text{ K}}{293\text{ K}}$$

c. Uniendo las relaciones del análisis anterior en una sola operación de presión y temperatura, se tiene:

   $$V_2 = 35\text{ L} \times \frac{560\ \cancel{\text{mm Hg}}}{760\ \cancel{\text{mm Hg}}} \times \frac{273\ \cancel{K}}{293\ \cancel{K}} = 24.029\text{ L}$$

Scanned with CamScanner

El volumen del gas deberá ser menor, por cuanto la presión aumentó y la temperatura disminuyó. Las unidades deberán corresponder a L, que son unidades de volumen.

Ejercicio propuesto 7.6 **Una masa de helio ocupa 850 mL a 15 ° C y 720 mm Hg. ¿Qué volumen ocupará este gas si la presión es ahora de 800 mm Hg y la temperatura de 0 ° C?**

7.6 RELACIÓN PRESIÓN-TEMPERATURA. LA LEY DE GAY-LUSSAC

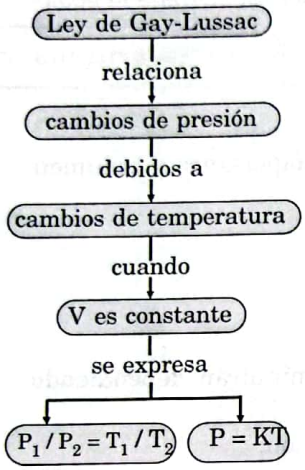


Diagrama 7.6 *Ley de Gay-Lussac.*

Si se toma la expresión

$$\frac{V_1P_1}{T_1} = \frac{V_2P_2}{T_2}$$

y se considera el volumen constante, se tiene una relación en la cual la variación de presión depende ahora de la temperatura únicamente. Esta relación se expresa así:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{o} \quad P_1T_2 = P_2T_1$$

y significa que la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura. Esta relación se visualiza mejor en la figura 7.7 según los datos de la tabla 7.4.

Temperatura, T, en K	Presión, P, en mm Hg
300.0	615.4
330.0	666.6
360.0	727.3
390.0	800.0

Tabla 7.4 *Variación de la presión con respecto a la temperatura.*

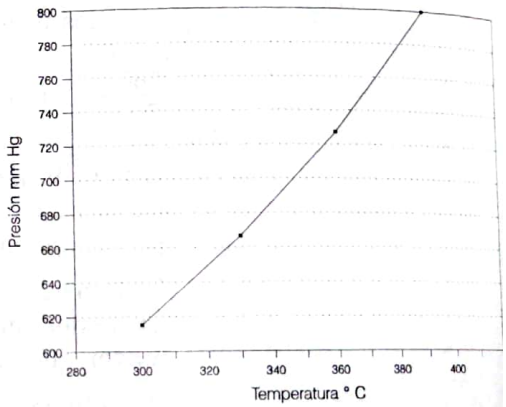


Figura 7.7 *Variación de la presión en función de los cambios de temperatura de un gas, cuando el volumen se mantiene constante.*

Ejercicio guía 7.5 **¿Cuál será la presión ejercida por un gas que se encuentra en un recipiente de 5 L una presión de 3.5 atmósferas y a 27 ° C, si se aumenta la temperatura a 50 ° C y el volumen del recipiente no varía?**

Solución

En la interpretación del ejercicio, es necesario tener en cuenta que el volumen del recipiente permanece constante y que la presión es directamente proporcional a la temperatura. Además, es pertinente, antes de iniciar las operaciones, asignar la temperatura correspondiente a cada presión antes y después del aumento.

V_1 = 5 L, como no varía, entonces V_2 = 5 L.

P_1 = 3.5 atm, P_2 = ?, T_1 = 27° C, T_2 = 50 ° C, K = ° C + 273

T_1 en K: K = 27 ° C + 273 = 330 K.

T_2 en K: K = 50 ° C + 273 = 323 K.

Scanned with CamScanner

Luego de hacer este paso y la conversión de ° C a K, se despeja P_2 de la expresión:

$$P_1T_2 = P_2T_1$$

$P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1}$ Al reemplazar por los valores numéricos, se tiene:

$$P_2 = \frac{3.5 \text{ atm} \times 323 \cancel{K}}{300 \cancel{K}} = 3.7 \text{ atm}$$

También se puede determinar la nueva presión, teniendo en cuenta las relaciones de temperatura:

$$\frac{300 \text{ K}}{323} = 0.928 \quad \text{o} \quad \frac{323 \text{ K}}{300 \text{ K}} = 1.076$$

Como la temperatura aumenta, entonces la presión deberá aumentar, lo cual determinará que 3.5 atm se multipliquen por la relación de temperatura que sea mayor que la unidad.

El resultado será:

$$P_2 = 3.5 \text{ atm} \times \frac{323 \cancel{K}}{300 \cancel{K}} = 3.7 \text{ atm}$$

La presión obtenida es mayor que la inicial, ya que la temperatura aumentó.

ercicio propuesto 7.7 **La presión de cierta cantidad de H_2S a 20 ° C es de 625 torr. ¿Cuál es su presión a 80 ° C si el volumen permanece constante?**

Taller 7.1 Estado de la materia y leyes empíricas de los gases

Logros

- Comparar algunas características de los gases, los líquidos y los sólidos.
- Explicar el cambio de volumen de los gases frente a las variaciones de presión y temperatura, con base en las leyes establecidas.
- Resolver ejercicios numéricos de relaciones entre volumen y presión, volumen y temperatura, presión y temperatura.
- Establecer relaciones lógicas y operar adecuadamente con ecuaciones matemáticas.

Conocimientos previos

- ¿Por qué aumenta la presión de un neumático al adicionarle aire?
- ¿Qué le puede suceder a una olla de presión por largo tiempo expuesta al calor si la válvula de seguridad no funciona? Explique su respuesta.

Procedimiento

Revise los temas hasta ahora tratados en esta unidad, responda las siguientes preguntas y resuelva los ejercicios formulados.

1. ¿En qué estado es posible encontrar las diversas sustancias en la naturaleza? Dé algunos ejemplos.
2. Elabore un cuadro comparativo entre las características de los sólidos, los líquidos y los gases, tomando aspectos como organización de sus átomos o moléculas, atracción intermolecular, fluidez, forma, volumen, miscibilidad, densidad.
3. ¿Cómo se define la presión y en qué unidades se expresa?
4. ¿A qué se llama presión atmosférica?
5. ¿Una atmósfera de presión a cuántos mm Hg y a cuántos pascales es igual?
6. ¿Cómo se llama el instrumento con el que se mide la presión atmósferica y cuál es el nombre de aquel con el que se mide la presión de un gas?
7. ¿Convierta a atmósferas las siguientes presiones:
   a. 1,200 mm Hg b. 950 torr c. 6.5×10^3 pascales.
8. Exprese los siguientes grados centígrados en Kelvin:
   a. 45 ° C b. 180 ° C c. 640 ° C.
9. Convierta los siguientes volúmenes a litros:
   a. 480 cm^3 b. 1,250 cm^3 c. 980 mL.

Scanned with CamScanner

10. ¿Cuál es la densidad de cierto gas, si 6.1 L pesan 7.9 g?
11. Escriba la expresión matemática que relaciona la variación de volumen, V, en función de la presión, P, según la ley de Boyle. Explique su significado.
12. Un gas ideal ocupa un volumen de 450 mL a una presión de 300 mm Hg. ¿Cuál es el nuevo volumen cuando la presión es de 650 mm Hg?
13. ¿Qué relación existe entre la temperatura y el volumen de un gas cuando la presión se mantiene constante? Exprese dicha relación mediante una ecuación o igualdad matemática.
14. ¿Por qué al valor de la temperatura de – 273 ° C se le llama temperatura absoluta?, ¿a cuántos grados Kelvin equivale dicha temperatura?
15. El volumen de un gas ideal es de 2,500 mL a 25 ° C. Calcule el nuevo volumen cuando la temperatura es de 80 ° C.
16. Exprese, mediante una ecuación matemática, la relación entre la presión, el volumen y la temperatura de los gases.
17. Si 25.4 litros de amoníaco, NH_3, se encuentran a 12 ° C y 740 mm Hg. ¿Cuál será el nuevo volumen a 25 ° C y 820 mm Hg?
18. Una masa de gas a 25 ° C y 540 mm Hg ocupa un volumen de 6.5 litros. Calcule la presión cuando la temperatura es de 55 ° C y el volumen se mantiene constante.
19. Con el fin de confrontar los conocimientos adquiridos, resuelva los ejercicios de la autoevaluación precedidos de los numerales 7.1. a 7.6.

7.7 PRINCIPIO DE AVOGADRO Y VOLUMEN MOLAR

El físico italiano Amadeo Avogadro estableció relaciones entre el volumen de un gas, el número de moléculas y el número de moles. Postuló el principio mediante el cual establece que volúmenes iguales de diferentes gases en las mismas condiciones de temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas, y consecuentemente el mismo número de moles.

La relación entre volumen y número de moles que se representa como $V \simeq n$ se interpreta como el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles. Puesto que una ecuación de igualdad se representa como $V = n \times K$, a presión y temperatura constantes, K es una constante de proporcionalidad entre el volumen y el número de moles.

Volumen molar = 22.4 L; se interpreta como volumen ocupado por 1 mol de cualquier gas en condiciones normales (273.16 K y 1 atmósfera de presión).

Un mol de un gas contiene:
6.023×10^{23} partículas.

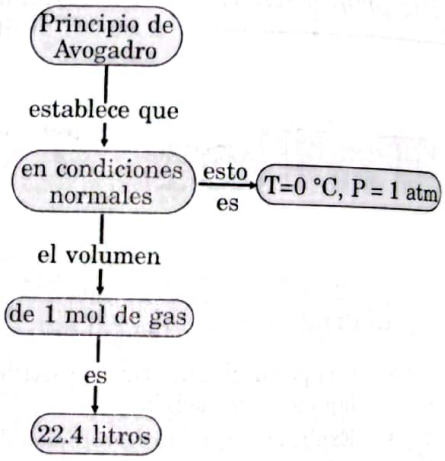


Diagrama 7.7 *Principio de Avogadro.*

Avogadro determinó que 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22.4 litros en condiciones normales, CN.

Ejercicio guía 7.6 **Determine el volumen que ocupan 40 gramos de CO_2 en condiciones normales. ¿A cuántas moléculas equivalen estos gramos?**

Solución Para la ejecución del ejercicio, es preciso tener en cuenta la relación de masa molecular y número de moles y el número de Avogadro con el número de moles.
Gramos de CO_2 = 40.

Volumen de 1 mol a CN = 22.4 L

1 mol de CO_2 = 12 g de C + 2 × 16 g de O = 44 g /mol.

1 mol = 6.023×10^{23} moléculas.

$$\text{número de moles} = \frac{W}{P_M} \quad \text{donde } W = \text{masa del gas expresada en gramos}$$
P_M = peso molecular.

$$\text{Número de moles de } CO_2 = \frac{40\,\cancel{g}\ CO_2}{44\,\cancel{g}/\text{mol } CO_2} = 0.91 \text{ mol}$$

Para resolver el ejercicio, se puede emplear el método del factor unitario o una regla de tres.

$$\text{Volumen de 0.91 mol de } CO_2 = 0.91\,\cancel{\text{mol}} \times \frac{22.4 \text{ L}}{1\,\cancel{\text{mol}}} = 20.38 \text{ L}$$

También se puede, estableciendo una regla de tres:

1 mol — 22.4 L

0.91 mol — x

$$x = \frac{0.91\,\cancel{\text{mol}} \times 22.4 \text{ L}}{1\,\cancel{\text{mol}}} = 20.38 \text{ L}$$

El número de moléculas en 20.38 L se calcula con el número de Avogadro y el volumen molar:

$$20.38\,\cancel{L\ CO_2} \times \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{22.4\,\cancel{L\ CO_2}} = 5.47 \times 10^{23} \text{moléculas}$$

Planteando una regla de tres, se tiene:

22.4 L — 6.023×10^{23} molécuas

20.38 L — x

$$x = \frac{20.38\,\cancel{L} \times 6.023 \times 10^{23} \text{moléculas}}{22.4\,\cancel{L}} = 5.47 \times 10^{23} \text{moléculas}$$

De esta manera, el volumen del gas es de 20.3 L y contiene 5.47×10^{23} moléculas. Como 1 mol de CO_2 pesa 44 g, contiene 6.023×10^{23} moléculas y ocupa un volumen de 22.4 L en CN. Se espera que los 40 g, por ser menos de 1 mol, contengan un menor número de partículas que el número de Avogadro y ocupen menos de 22.4 L.

Ejercicio guía 7.7 **¿A cuántas moles corresponden 8.5 L de CH_4 a condiciones normales?**

Solución En la resolución del ejercicio, es necesario tener en cuenta el valor del volumen molar de un gas a 0 ° C y 273 K, para calcular el número de moles de los compuestos presentes en los 8.5 L.

vol = 8.5 L en CN

vol de 1 mol en CN = 22.4 L

Número de moles, n, = ?

En los cálculos se puede emplear el factor unitario o el método de la regla de tres.

$$n = 8.5\,\cancel{L} \times \frac{1 \text{ mol}}{22.4\,\cancel{L}} = 0.379 \text{ moles}$$

Como 1 mol en CN ocupa 22.4 L, entonces, los 8.5 L corresponderán a un número menor de moles.

Ejercicio guía 7.8 **Cierta cantidad de oxígeno ocupa 6.3 L a 20 ° C y 600 mm Hg.**

Determine:

a. su volumen en CN b. el número de moles c. los gramos de O_2

Scanned with CamScanner

Solución Para resolver la parte a del ejercicio, se requiere identificar que se trata de una aplicación de la ecuación combinada de los gases, en la cual una cantidad de gas dada, 6.3 L, pasa de unas condiciones de temperatura y presión a otras.

a. $V_1 = 6.3$ L $\quad T_1 = 20\ ^\circ C \quad P_1 = 600$ mm Hg

$V_2 = $ a CN = ? $\quad T_2 = $ a CN $= 0\ ^\circ C \quad P_2 = $ a CN $= 760$ mm Hg

La ecuación combinada es: $\dfrac{V_1 P_1}{T_1} = \dfrac{V_2 P_2}{T_2}$

De donde, al despejar V_2 se tiene: $V_2 = \dfrac{V_1 T_1 P_2}{P_2 T_1}$

Antes de hacer los reemplazos, se requiere la conversión de unidades de temperatura.

$K = 0\ ^\circ C + 273 = 273$ K

$K = 20\ ^\circ C + 273 = 293$ K.

Hecho esto, se reemplazan los valores numéricos y se realizan las operaciones

$$V_2 = 6.3 \text{ L} \times \frac{600 \cancel{\text{mm}}\ \text{Hg} \times 273 \cancel{K}}{760 \cancel{\text{mm}}\ \text{Hg} \times 293 \cancel{K}} = 4.63 \text{L}$$

Puesto que a mayor presión el volumen se hace menor, entonces el factor de presión debe ser menor que la unidad: 600 / 760. De la misma manera, a menor temperatura, el volumen se hace menor; por tanto, el factor de temperatura también debe ser menor que 1: 273 / 293.

El volumen calculado es menor en CN por cuanto la temperatura disminuye y la presión aumenta.

b. Una vez resulta la parte a, para resolver la b, se debe tener en cuenta la respuesta anterior. Por tanto, se requiere calcular el número de moles en 4.63 L del gas a partir de una regla de tres o del factor unitario.

como 1 mol a CN = 22.4 L $\qquad x = \dfrac{1 \text{ mol} \times 4.63 \cancel{L}}{22.4 \cancel{L}} = 0.20$ moles

$x = 4.632$ L

El número de moles de O_2 en 4.63 L del gas es mucho menor de 1, por cuanto 1 mol corresponde a 22.4 L.

c. Los gramos de oxígeno correspondientes se establecen a partir del número de moles calculados, 0.20 moles:

como 1 mol $O_2 = 32$ g $\quad \Rightarrow \quad x = \dfrac{0.20 \cancel{\text{mol}}\ O_2 \times 32 \text{ g}}{1 \cancel{\text{mol}}\ O_2} = 6.4$ g

0.22 mol $O_2 = x$

Los gramos en 0.20 moles son mucho menores que los gramos de 1 mol de O_2, que es de 32 g, ya que se tiene menos de un mol.

Ejercicio propuesto 7.8

a. ¿Qué volumen ocupan 2.4 moles de H_2 en condiciones normales?

b. Cierta cantidad de N_2 ocupa 2.58 L a CN. ¿Cuál es su volumen a 25 °C y 3.1 atmósferas de presión?

c. El volumen de cierta cantidad de Cl_2 es de 15.6 L a 30 °C y 6.5 atmósferas.

Determine:

Scanned with CamScanner

1. El número de moles del gas
2. Los gramos de Cl_2
3. El número de moléculas de Cl_2
4. El volumen del gas a CN.

7.8 ECUACIÓN DE ESTADO PARA LOS GASES IDEALES ∝

La expresión PV = nRT se conoce como la ecuación de estado para gases ideales.

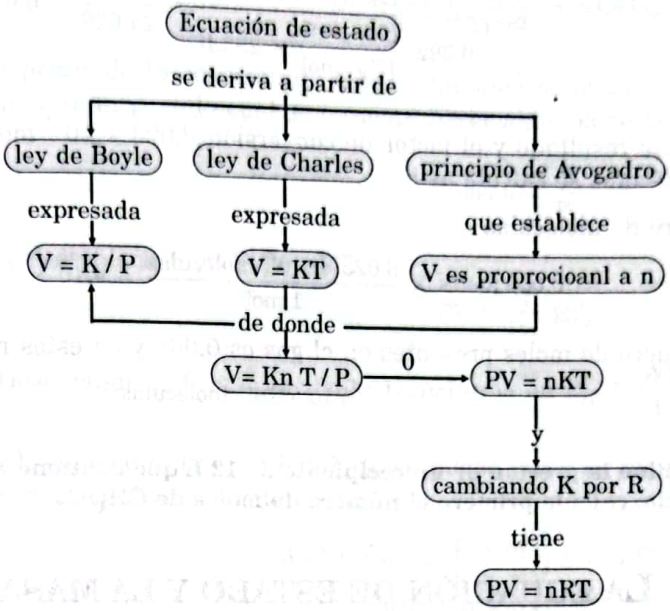


Diagrama 7.8 *Ecuación de estado.*

Si se toman las relaciones de proporcionalidad dadas por las leyes de Boyle, de Charles y el principio de Avogadro según los cuales:

$V \propto 1/P$ (n, T constantes)

$V \propto T$ (n, P constantes)

$V \propto n$ (P, T constantes), se tiene que:

$V \propto Tn/P$

Esta proporcionalidad se puede expresar en forma de igualdad, así:

$V = RnT/P$ ó $PV = nRT$

R es la constante de los gases ideales.

De la ecuación anterior, $R = PV / nT$, para establecer el valor de R se toma como referencia el volumen de 1 mol de cualquier gas en condiciones de temperatura y presión normales, así:

Volumen molar = 22.4 litros

Presión = 1 atmósfera

Temperatura = 273 grados Kelvin y,

n = 1 mol.

La constante R para la ecuación de estado de los gaes es igual a 0.082 atm x L / mol x K

Reemplazando dichos valores en la ecuación $R = PV / nT$, se obtiene:

$$R = \frac{1\ \text{atm} \times 22.4\ \text{L}}{1\ \text{mol} \times 273\ \text{K}} = 0.082\ \text{atm} \times \text{L/mol K}$$

La ecuación de estado es útil para resolver muchos ejercicios sobre gases cuando se presentan variaciones de temperatura y de presión, o de volumen, o se requiere determinar el número de moles o el número de gramos de un gas en un volumen dado.

Ejercicio guía 7.9

Una cantidad determinada de C_6H_6 ocupa un volumen de 1,250 mL a 20 ° C y 1,000 torr. Determine el número de moles y de moléculas del compuesto.

Solución

Para desarrollar el ejercicio, se requiere conocer y saber aplicar la ecuación de estado, $P \times V = n \times RT$, así como el valor de la constante R = 0.082/L × atm/K × mol. Por otra parte, se necesita recordar que 1 mol = 6.023×10^{23} moléculas.

Como las unidades de R están dadas en L, atm, K y mol, entonces todas las unidades se deben expresar en éstas, antes de iniciar los cálculos. Es importante, además, recordar que: 1L = 1,000 mL; 1 atm = 760 torr; K = ° C + 273

Scanned with CamScanner

$$P = 1{,}000\ \cancel{torr} \times \frac{1\ atm}{760\ \cancel{torr}} = 1.31\ atm$$

$T = 20\ ^\circ C + 273 = 293\ K.$

$$V = 1{,}250\ \cancel{mL} \times \frac{1\ L}{1{,}000\ \cancel{mL}} = 1.25\ L$$

Despejando n de la ecuación PV =nRT y reemplazando, se tiene n = PV/RT

$$n = \frac{1.31\ \cancel{atm} \times 1.25\ \cancel{L}}{0.082\ \frac{\cancel{L} \times \cancel{atm}}{\cancel{K} \times mol} \times 293\ \cancel{K}} = \frac{1.6375}{24.026} = 0.68\ moles$$

Con este resultado y el factor de conversión 6.023×10^{23} moléculas / mol, el número de moléculas se calcula así:

Número de moléculas

$$= 0.068\ \cancel{moles} \times \frac{6.023 \times 10^{23}\ moléculas}{1\ \cancel{mol}} = 4.10 \times 10^{22}\ moléculas$$

El número de moles presentes en el gas es 0.068 y en estos moles hay:

4.10×10^{22} moléculas.

Ejercicio propuesto 7.9 **Determine la presión de un recipiente de 12 L que contiene 50 g de CH_4 a 10 ° C. Sugerencia: calcule primero el número de moles de CH_4.**

7.9 LA ECUACIÓN DE ESTADO Y LA MASA MOLECULAR DE UN GAS

Como la ecuación de estado relaciona el número de moles, n, y la masa molecular es la masa de 1 mol del gas, entonces también es posible hallar la masa molecular de los gases a partir de esta ecuación.

Ejercicio guía 7.10 **Si 3.78 g de cierto compuesto gaseoso ocupan un volumen de 3 L a 50 ° C y 747 mm Hg. ¿Cuál será su masa molecular?**

Solución El enunciado del ejercicio presenta los siguientes datos:
Gramos del compuesto (W) = 3.78; V = 3 L; T = 50 ° C; P = 747 mm Hg.

Además, es necesario recordar que

$$n = \frac{W}{P_M} \text{ de donde } P_M = \frac{W}{n};\ P_M = \text{masa molecular del gas y}$$

n = ?

A partir de la ecuación de estado, se obtiene:

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Al igual que en los ejercicios anteriores, antes de hacer los cálculos se requiere hacer la conversión de unidades.

$T = 50\ ^\circ C + 273 = 323\ K.$

$$P = 747\ \cancel{mm\ Hg} \times \frac{1\ atm}{760\ \cancel{mm\ Hg}} = 0.98\ atm.$$

Scanned with CamScanner

Remplazando y haciendo operaciones, se tiene:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{0.98\ \cancel{atm} \times 3\ \cancel{L}}{0.082\ \frac{\cancel{L}\ atm}{\cancel{K} \times mol} \times 323\ \cancel{K}} = 0.11\ moles$$

Por tanto, la masa de un mol es:

$$P_M = \frac{W}{n} = \frac{3.78\ g}{0.11\ mol} = 34.36\ g/mol$$

A partir de la ecuación de estado, también se puede calcular directamente la masa molecular, para lo cual se requiere hacer algunas sustituciones:

$$\text{como } n = \frac{W}{P_M}$$

se reemplaza n en PV = nRT:

$$PV = \frac{W}{P_M} RT,$$

Despejando PM, la ecuación se transforma en $P_M = \frac{WRT}{PV}$

El ejercicio guía anterior, 7.10, se puede resolver reemplazando los valores en esta expresión directamente:

$$P_M = \frac{3.78\ g \times 0.082\ \frac{\cancel{L} \times atm}{\cancel{K} \times mol} \times 323\ \cancel{K}}{0.98\ \cancel{atm} \times 3\ \cancel{L}} = 34.05\ g/mol$$

En la ecuación de estado, también se puede relacionar la masa molecular con la densidad, así:

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \quad o \quad d = \frac{W}{V}$$

y $n = \frac{W}{P_M}$, cuando se reemplazan d y n en la ecuación de estado, PV = nRT, se tiene

$$PV = \frac{W}{P_M} RT \text{ de donde } P \times P_M = \frac{W}{V} RT \Rightarrow P_M = \frac{dRT}{P}$$

puesto que W / V es masa sobre volumen, o sea, densidad.

Ejercicio guía 7.11 **La densidad de un gas es de 2.37 g / L a 25 ° C y 873 torr. Calcule el peso molecular del gas.**

Solución Puesto que el ejercicio proporciona los siguientes datos:

D = 2.37 g / L; t = 25 ° C; P = 873 torr; P_M = ? la incógnita, entonces a partir de la expresión $P \times P_M = dRT$ se puede despejar P_M y se tiene:

$$P_M = \frac{dRT}{P}$$

Haciendo los cálculos de conversión de unidades y remplazando en la expresión de P_M, se obtiene la respuesta solicitada.

T = 25° C + 273 = 298 K

$$P = 873\ \cancel{torr} \times \frac{1\ atm}{760\ \cancel{torr}} = 1.1\ atm$$

Scanned with CamScanner

$$P_M = \frac{2.37\ g/\cancel{L} \times 0.082\ \frac{\cancel{L}\cdot atm}{K \times mol} \times 298\ K}{1.1\ \cancel{atm}} = 50.44\ g/mol'$$

que es el peso molecular del gas

Ejercicio propuesto 7.10 **Si 2.5 g de un hidrocarburo gaseoso ocupan un volumen de 1.15 L a 20 ° C y 755 mm Hg, ¿Cuál es su peso molecular?**

Taller 7.2 El principio de Avogadro y la ecuación de estado para los gases ideales

Logros

- Relacionar el mol con su volumen, cuando las sustancias se encuentran en estado gaseoso y en condiciones normales.
- Interpretar correctamente la ecuación de estado para los gases ideales y aplicarla en la solución de ejercicios.
- Establecer relaciones lógicas y operar adecuadamente con ecuaciones matemáticas.

Conocimientos previos

Escriba las expresiones matemáticas para la variación del volumen con la temperatura, el volumen con la presión y la presión con la temperatura.

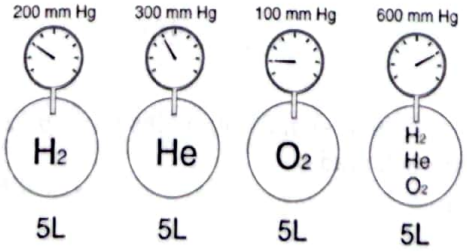
Procedimiento

Después de revisar detenidamente los contenidos de esta unidad tratados en los numerales 7.7, 7.8 y 7.9, responda:

1. ¿Qué relación existe entre el volumen de un gas y el número de moles?
2. Determine el volumen que ocupan 15 gramos de CH_4 en condiciones normales. ¿A cuántas moléculas equivale dicho volumen?
3. Calcule el volumen que ocupan 40 gramos de O_2 en condiciones de laboratorio: 20 ° C y 560 mm Hg. ¿A cuántas moléculas corresponden dichos gramos?
4. ¿Cuando se aplica la ecuación de estado, PV = nRT, para los gases, ¿en qué unidades deben expresarse el volumen, V, la presión P, y la temperatura, T? Exprese el valor de la constante R con sus unidades.
5. Halle el peso molecular de un gas en condiciones normales, si 11.20 mL pesan 3.10 gramos.
6. ¿Qué volumen ocupan 25 gramos de CO_2 a 70 ° C y 645 mm Hg?
7. Halle la densidad del NH_3 a 25 ° C y 6 atmósferas.
8. Si la densidad de cierto gas es 3.08 g / L a 0 ° C y 2.45 atmósferas. ¿Cuál es su peso molecular?
9. Con el fin de confrontar los conocimientos adquiridos, resuelva los ejercicios de la autoevaluación precedidos de los numetales 7.7 a 7.9.

7.10 Ley de Dalton de las presiones parciales

Hacia 1800, John Dalton, al trabajar con mezclas de gases, pudo observar que cada uno se comportaba independientemente, es decir, como si estuviera solo. Además, observó que la presión total ejercida por la mezcla de gases era igual a la suma de las presiones parciales de los gases individuales.



$PH_2 + PHe + PO_2 = P\ Total$
$200\ mm\ Hg + 300\ mm\ Hg + 100\ mm\ Hg = 600\ Hg$

Figura 7.8 *La presión total de la mezcla es igual a la suma de las presiones parciales.*

Scanned with CamScanner

Se entiende por presión parcial la presión que ejerce un gas, si fuese el único en el recipiente.

Esta ley la cumple la mayoría de los gases, siempre y cuando no reaccionen.

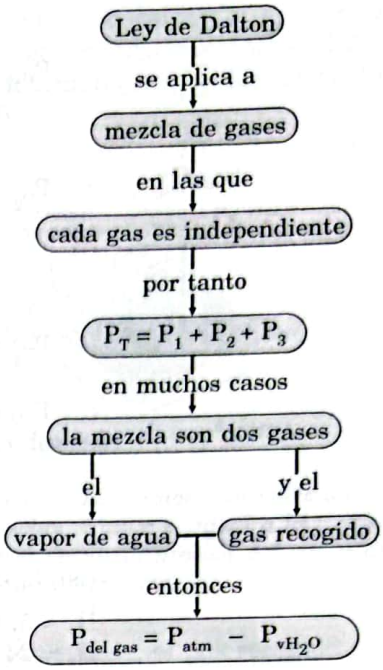


Diagrama 7.9 *Ley de Dalton.*

Ejercicio guía 7.12

Si se introducen 10 g de cada uno de los siguientes gases: H_2, O_2, N_2 en un recipiente de 5 L a una temperatura de 20 ° C, establezca:

a. el número de moles de cada gas
b. la presión de cada uno de ellos
c. la presión total de la mezcla.

Solución

A partir del enunciado del ejercicio, se tienen los siguientes datos:

gramos de H_2 = 10

gramos de O_2 = 10

gramos de N_2 = 10

vol del recipiente = 5 L

temperatura = 20 ° C

Las incógnitas del ejercicio son el número de moles de cada gas y su presión parcial. Además, el ejercicio tiene como incógnita la presión ejercida por toda la mezcla.

número de moles, n = ? P_{H_2} = ? P_{O_2} = ? P_{N_2} = ? P_{total} = ?

Antes de aplicar la expresión:

$n = W/P_M$, para resolver el ejercicio, es preciso recordar el peso de 1 mol de cada uno de los gases.

H_2 = 2 g mol, O_2 = 32 g / mol, N_2 = 28 g / mol

y despejar P en la ecuación de estado.

$$P = \frac{nRT}{V}$$

Además de lo anterior, se requiere saber que:

$P_{total} = P_{H_2} + P_{O_2} + P_{N_2}$, y convertir los ° C mediante la expresión:

T = 20 ° C + 273 = 293 K.

a. Se puede calcular el número de moles así:

$$n_{H_2} = \frac{10\,\cancel{g}}{2\,\cancel{g}/mol} = 5 \text{ moles}$$

$$n_{O_2} = \frac{10\,\cancel{g}}{32\,\cancel{g}/mol} = 0.31 mol$$

$$n_{N_2} = \frac{10\,\cancel{g}}{28\,\cancel{g}/mol} = 0.35 \text{ mol}$$

b. Para calcular las presiones parciales, se reemplaza en la siguiente expresión para cada gas:

Scanned with CamScanner

$$P_{H_2} = \frac{5\ \text{mol} \times 0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{K} \times \text{mol}} \times 293\ \text{K}}{5\ \text{L}} = 24.02\ \text{atm}$$

$$P_{O_2} = \frac{0.31\ \text{mol} \times 0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{K} \times \text{mol}} \times 293\ \text{K}}{5\ \text{L}} = 1.48\ \text{atm}$$

$$P_{N_2} = \frac{0.35\ \text{mol} \times 0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{K} \times \text{mol}} \times 293\ \text{K}}{5\ \text{L}} = 1.68\ \text{atm}$$

c. Finalmente, el cálculo de la presión total implica sumar las presiones de los gases obtenidas anteriormente.

$$P_T = 24.02\ \text{atm} + 1.48\ \text{atm} + 1.68\ \text{atm} = 27.18\ \text{atm}$$

Así, la solución del ejercicio conduce a que el número de moles para los gases es:

$H_2 = 5$, $O_2 = 0.31$, $N_2 = 0.35$. Las presiones parciales respectivas son:
$H_2 = 24.02$ atm, $O_2 = 1.48$ atm, $N_2 = 1.68$ atm. La presión total = 27.18 atm.

Ejercicio propuesto 7.11

Si la presión total ejercida por 5 gramos de cada uno de los gases He, CO_2, CH_4 es de 15 atmósferas y el volumen del recipiente es de 25 litros a 25 ° C, ¿cuál es la presión ejercida por cada gas?, ¿cuántos moles de cada gas están presentes en la mezcla?

7.11 PRESIÓN DE VAPOR DE AGUA

Se ha observado experimentalmente que en todo líquido hay moléculas que escapan de la fase líquida en forma de partículas gaseosas y, si el recipiente está cerrado, crean una presión de vapor. (*Véase* figura 7.9).

Esta situación se presenta debido a que algunas moléculas adquieren la energía cinética necesaria para romper las fuerzas intermoleculares y escapar de la superficie. Las moléculas que han salido se encuentran sobre el líquido en estado gaseoso. En el caso del agua, se llama vapor de agua. El vapor de agua puede aumentar con la temperatura y crea una presión sobre la superficie del líquido, que se conoce como presión de vapor de agua.

La tabla 7.5 en la página 177 presenta los datos de la presión de vapor de agua para temperaturas hasta 25 ° C.

Con frecuencia, cuando se producen gases en un experimento en el laboratorio, éstos se recogen en agua y el gas que

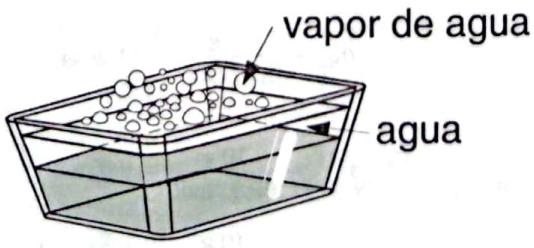


Figura 7.9 *Presión del vapor de agua sobre la superficie del líquido.*

Temperatura en ° C	Presión de vapor del agua en mm Hg
0	4.58
5	6.54
10	9.21
11	9.84
12	10.52
13	11.23
14	11.99
15	12.79
16	13.63
17	14.35
18	15.48
19	16.48
20	17.54
21	18.65
22	19.65
23	21.83
24	22.38
25	23.76

Tabla 7.5 *A media que la temperatura del agua aumenta, la presión del vapor también aumenta.*

se ha producido desplaza al agua que se encuentra en un tubo o recipiente invertido. Este fenómeno se representa en la figura 7.10.

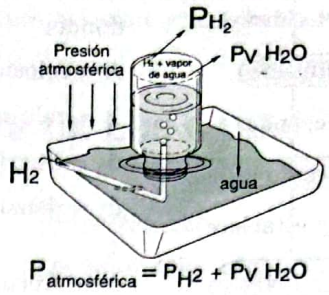


Figura 7.10 *La presión que ejerce un gas recogido sobre el agua es igual a la presión atmosférica menos la presión del vapor del agua a esa temperatura.*

Cuando esto sucede, el gas recogido sobre el agua está mezclado con vapor de agua. Esta situación determina que la presión total corresponda a la presión del gas más la presión de vapor del agua, P_{VH_2O}, a la temperatura que esté el líquido.

Ejercicio guía 7.13 **En un experimento de preparación de oxígeno por desplazamiento del agua, se obtienen los siguientes datos.**

temperatura del agua 18 ° C, presión atmosférica 700 mm Hg. ¿Cuál es la presión del gas seco?

Solución Independientemente del volumen del oxígeno recogido, la presión de la mezcla es igual a la presión atmosférica, es decir, 700 mm Hg.

De la tabla 7.5, se obtiene la presión del vapor del agua a 18 ° C igual a 15.48 mm Hg. La presión del gas seco, el oxígeno, es:

P_{O_2} = 700 mm Hg – 15.43 mm Hg = 684.5 mm Hg

La presión del oxígeno libre de vapor de agua es menor que la presión atmosférica, debido a que es necesario restarle el valor de la presión del agua a 18 ° C.

Ejercicio propuesto 7.12 **Se recogen, sobre agua, 1,500 mL de H_2 a 24 ° C y 670 mm Hg. Calcule la presión ejercida por el H_2.**

7.12 DIFUSIÓN DE LOS GASES. LA LEY DE GRAHAM

El químico inglés Thomas Graham, hacia 1829, reportó los resultados de sus investigaciones acerca de la difusión de los gases.

Graham observó que las moléculas de los gases más livianos se difunden más rápidamente que las moléculas de los gases más pesados. Así, por ejemplo, el H_2 se difunde más rápidamente que el O_2.

Con base en estas observaciones y estudios posteriores, se formuló el principio de difusión de los gases en los siguientes términos: la velocidad de difusión de los gases varía en razón inversa a la raíz cuadrada de sus densidades.

Scanned with CamScanner

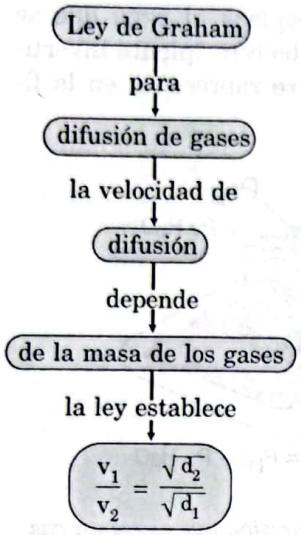


Diagrama 7.10 *Ley de Graham.*

Es costumbre referirse a la velocidad de difusión de un gas en términos comparativos, así:

$$\frac{\text{velocidad de difusión del gas A}}{\text{velocidad de difusión del gas B}} = \frac{\sqrt{\text{densidad del gas B}}}{\sqrt{\text{densidad del gas A}}} \quad \text{o} \quad \frac{VA}{VB} = \frac{\sqrt{D_B}}{\sqrt{D_A}}$$

donde:

A = velocidad del gas A

B = velocidad del gas B

d_B = densidad del gas B

d_A = densidad del gas A

Más frecuentemente, la ley de Graham se expresa en estos términos: las velocidades de difusión V y las masas moleculares P_M de los gases se relacionan así:

$$\frac{v_A}{v_B} = \frac{\sqrt{P_{MB}}}{\sqrt{P_{MA}}},$$

puesto que la velocidad es la relación entre el espacio y el tiempo. La ley de difusión de los gases también puede expresarse en función de los tiempos de difusión.

$$\frac{t_B}{t_A} = \frac{\sqrt{P_{MB}}}{\sqrt{P_{MA}}}$$

Ejercicio guía 7.14 **Cierta cantidad de CO_2 se efunde a través de un orificio en 105 segundos, mientras que un volumen igual de un gas desconocido lo hace, a través del mismo orificio, en 126 segundos.**

Solución Halle el peso molecular del gas desconocido.

El término efusión se utiliza para indicar el paso de un gas a través de un orificio pequeño y se le da el mismo tratamiento matemático que al de difusión.

Los datos que se explicitan en el ejercicio son:

gas A = CO_2

gas B = ? desconocido

t_A = 105 s

t_B = 126 s

la masa del CO_2 se calcula a partir de los pesos atómicos.

P_{MA} = 12 g + 32 g = 44 g/mol

P_{MB} = ? es la masa del gas desconocido que constituye la incógnita.

La expresión para la difusión de un gas en función del tiempo es:

$$\frac{t_A}{t_B} = \frac{\sqrt{P_{MA}}}{\sqrt{P_{MB}}}$$

Reemplazando en la expresión anterior y despejando P_{MB}, se tiene:

$$\frac{105\ s}{126\ s} = \frac{\sqrt{44\ g/mol}}{\sqrt{P_{MB}}} \Rightarrow 0.83 = \frac{\sqrt{44\ g/mol}}{\sqrt{P_{MB}}};$$

$$(0.83)^2 = \frac{(\sqrt{44\ g/mol})^2}{(\sqrt{P_{MB}})^2} \Rightarrow 0.69 = \frac{44 g/mol}{\sqrt{P_{MB}}} \Rightarrow \sqrt{P_{MB}} \Rightarrow \frac{44\ g/mol}{0.69} = 63.77\ g/mol$$

$$\sqrt{P_{MB}} = 63.77\ g/mol\ CO_2$$

Scanned with CamScanner

Si el gas desconocido, B, gasta más tiempo que el CO_2 en fundirse, es claro que la velocidad será mayor, lo cual determina que ese gas tiene una masa molecular mayor que la del CO_2.

rcicio propuesto 7.13

La velocidad de efusión de un gas desconocido a través de un orificio es de 2.365 mol × s^{-1}. Si la velocidad de efusión para el CH_4 a través del mismo orificio es de 7.15 $mols^{-1}$ en las mismas condiciones de volumen, presión y temperatura, ¿cuál será la masa molecular para el gas desconocido?

7.13 TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR DE LOS GASES

El tratamiento que se le ha dado al comportamiento de los gases, a través de esta unidad, supone un comportamiento ideal.

Gas perfecto (ideal): gas teórico constituido por partículas sólidas (sin interacciones moléculares) que interactúa sólo a través de colisiones (sin fuerzas intermoleculares).

Este comportamiento ideal se apoya en los siguientes tres supuestos básicos de la teoría cinética molecular:

1. Los gases están formados por pequeñas partículas esféricas, cuyo tamaño es muy reducido comparado con la distancia que hay entre ellas. La mayor parte del volumen ocupado por un gas es espacio vacío. (*Véase* la figura 7.11).
2. Las partículas que forman los gases están en continuo movimiento en línea recta y al azar.

   Las partículas entran en colisión entre sí y con las paredes del recipiente. Los choques contra las paredes del recipiente son los que generan la presión. Los choques son elásticos, es decir, entre ellos no hay pérdida de energía. Las partículas del gas no presentan atracción ni repulsión entre sí, ni con las paredes del recipiente.
3. La energía cinética media de las moléculas del gas es proporcional a la temperatura absoluta. La energía asociada con el movimiento de una molécula de un lugar a otro depende sólo de la temperatura absoluta y, en ningún momento, de la presión ni de la naturaleza de la molécula.

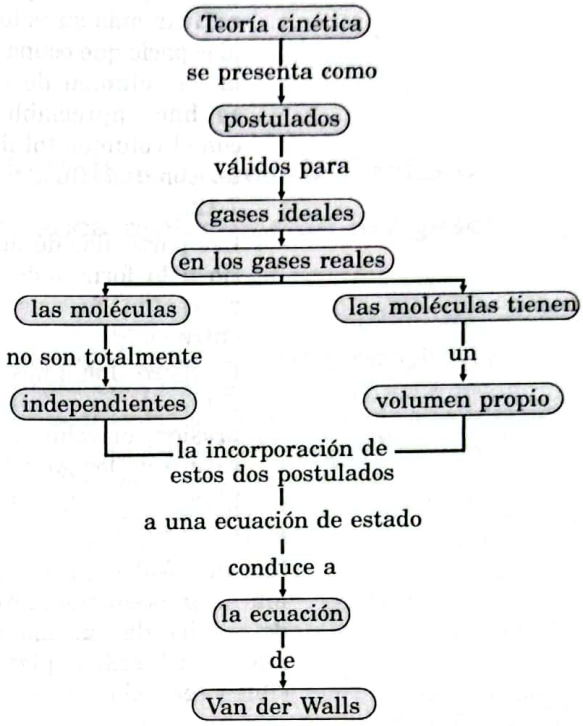


Diagrama 7.11 *Teoría cinética.*

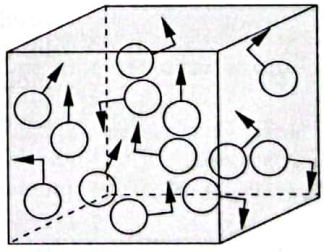


Figura 7.11 *Los gases están constituidos por partículas pequeñas esféricas, en continuo movimiento y al azar.*

Los gases reales y la teoría cinética molecular

Un gas que posea todas las propiedades descritas en la teoría cinética molecular se llama gas ideal.

Scanned with CamScanner

La ley de los gases ideales predice con bastante exactitud el comportamiento de muchos gases ordinarios. Sin embargo, y como ya se mencionó al estudiar la ley de Boyle, estudios realizados acerca de su comportamiento llevan a la formulación de algunas observaciones que contradicen lo expresado en la ley:

- Las moléculas de un gas no son masas al extremo diminutas, aunque su volumen si es pequeño, comparado con el volumen del recipiente. Este volumen no es despreciable.

  La anterior afirmación es válida por cuanto no es posible comprimir infinitamente un gas: llega un momento en que no se puede reducir más su volumen. Debido al espacio que ocupa cada molécula, el volumen de las moléculas se hace apreciable, comparado con el volumen total del recipiente, como se ilustra en la figura 7.12.

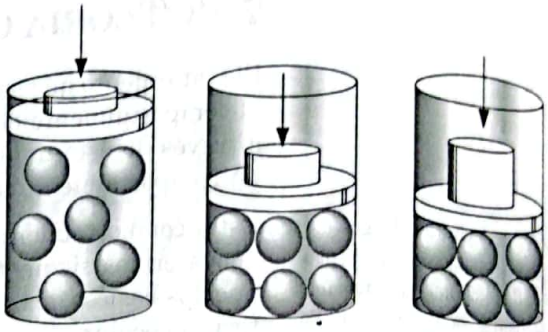


Figura 7.12 *Dependiendo de la presión, llega el momento en que el volumen de las moléculas es grande frente al volumen total del recipiente que contine el gas.*

- Las partículas de un gas, contrario a lo formulado en la teoría, presentan fuerzas de atracción entre sí.

  El físico Johannes Diderik van der Walls, experimentando con la presión, el volumen y la temperatura de los gases, logró demostrar que, cuando se comprime un gas, con cierta presión, el volumen se reduce un poco más de lo esperado por la ecuación de estado, $PV = nRT$.

Van der Walls explicó dicho comportamiento debido a que las moléculas, al aproximarse unas a otras, ejercen entre sí cierta atracción, generada por las cargas positivas del núcleo de una molécula frente a las cargas negativas de los electrones de otra molécula. También plantea que, entre los núcleos de moléculas diferentes, se presenta cierta repulsión.

Dichas fuerzas de atracción y repulsión se las conoce como fuerzas de Van der Walls.

Estas fuerzas son inversamente proporcionales a la distancia entre las moléculas.

Cuando la presión se hace alta y se disminuye la temperatura, las moléculas se aproximan lo suficiente para que, debido a estas fuerzas, el gas llegue a licuarse o condensarse.

A fin de tener en cuenta las desviaciones de los gases reales del comportamiento ideal, predicho por la ley de Boyle y la ecuación de estado, Van der Walls propuso modificar la ecuación de estado para incluir en ella los efectos de las fuerzas de atracción intermolecular y el tamaño de las moléculas de los gases.

La ecuación modificada tiene la siguiente forma:

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

En esta ecuación, a y b son valores constantes determinados experimentalmente para cada gas en particular. En la tabla 7.6, se presentan valores de Van der Walls para algunos gases.

El valor de a representa la influencia de las fuerzas intermoleculares que existen en los gases reales, y b representa la influencia del volumen real de las moléculas que, como se dijo antes, no es despreciable.

Scanned with CamScanner

Nótese que, en la ecuación anterior, llamada ecuación de Van der Walls para los gases reales, cuando los términos an^2/V^2 y nb tienen un valor de cero, se transforma en la ecuación de estado PV = nRT.

Igualar los términos a cero significa suponer que las moléculas de los gases no ejercen fuerzas entre sí y que su volumen es despreciable. En otras palabras, es aceptar los postulados de la teoría cinética molecular.

Gas	a, L^2 atm / mol^2	b, L/mol
He	0.034	0.0237
Ar	1.35	0.0322
O_2	1.32	0.0312
N_2	1.38	0.394
NH_3	4.17	0.0371
CCL_4	20.39	0.1383
SO_4	6.71	0.0564

Tabla 7.6 *Algunas constantes de Van der Walls.*

Taller 7.3 La ley de Dalton. La ley de Graham. Teoría cinética molecular de los gases

Logros

- Aplicar la ley de Dalton de las presiones parciales para resolver ejercicios acerca de mezclas de los gases.
- Resolver ejercicios relacionados con el peso molecular y con la difusión de gases.
- Explicar el comportamiento de los gases, basado en principios de la teoría cinética molecular.
- Comprender y explicar algunos comportamientos de la materia en el estado gaseoso.

Conocimientos previos

- Dé algunas razones por las cuales, si se tiene un volumen dado de un gas, este volumen no se puede comprimir indefinidamente.
- Cuando se destapa un perfume o existe un escape de gas, el olor llega al olfato. Explique por qué.

Procedimiento

Después de revisar los contenidos desarrollados en los numerales 7.10, 7.11, 7.12 y 7.13:

1. Explique la ley de Dalton de las presiones parciales de los gases.
2. ¿A qué se llama vapor de agua?
3. ¿A qué se llama presión de vapor del agua?
4. ¿Cómo varía la presión de vapor de agua respecto de la temperatura? Dé algunos ejemplos.
5. Un recipiente herméticamente cerrado contiene 5 gramos de H_2, 15 gramos de O_2 y 23 gramos de N_2, a una presión de 5.6 atmósferas. Calcule la presión que ejerce cada gas.
6. Se recogieron 2,560 mL de O_2 por desplazamiento de agua a una temperatura de 25 ° C y a una presión de 760 mm Hg. Calcule el volumen de oxígeno libre de vapor de agua. Calcule, además, los gramos de oxígeno obtenidos en el experimento.
7. Exprese la relación entre la velocidad de difusión de un gas A y de un gas B respecto de sus densidades.
8. Exprese la relación entre la velocidad de difusiones de un gas A y de un gas B respecto de sus masas moleculares.
9. Exprese la relación entre el tiempo de difusión de un gas A y de un gas B respecto de sus masas moleculares.
10. Se gastaron 36 segundos para que cierta cantidad de oxígeno, O_2, pasara a través de un pequeño orificio. A su vez, cierta cantidad de un gas desconocido gastó 90 segundos para atravesar el mismo orificio. Halle el peso molecular del gas desconocido.
11. Explique los principios de la teoría cinética molecular de los gases que permiten explicar el comportamiento ideal de dicho gas.
12. ¿Qué modificaciones o críticas es necesario hacer a la teoría cinética molecular de los gases para ajustarla al comportamiento real de los gases?
13. ¿A qué se llaman gases reales?
14. ¿En qué condiciones de temperatura y presión los gases se comportan como ideales?
15. Con el fin de confrontar los conocimientos adquiridos, resuelva los ejercicios de la autoevaluación secciones 7.10 a 7.13.

Scanned with CamScanner

Autoevaluación

7.2 Generalidades de los gases

1. ¿Cómo se explica que los gases ejerzan presión sobre las paredes del recipiente que los contiene?
2. ¿Qué factores determinan la mayor o menor presión de un gas?
3. Cierta cantidad de gas, por ejemplo oxígeno, puede ocupar diferentes volúmenes dentro de un recipiente. ¿De qué factores depende que esto suceda?
4. Exprese los siguientes valores de presión en atmósferas:
   a. 400 mm Hg
   b. 380 torr
   c. 1.3 pascales.
5. Halle la densidad de un gas, si 6.8 gramos ocupan 5.6 litros.
6. La presión de un neumático es de 1.7 atmósferas. Expresa dicha presión en pascales y en mm Hg.
7. Determine el número de moles que corresponda a 45 gramos de cada una de las siguientes sustancias: CO_2, N_2, CO, H_2, C_3H_8.

7.3 Ley de Boyle: relación presión-volumen

1. Cierta cantidad de C_2H_2 ocupa 4.8 litros a una presión de 85 torr. Determine el volumen de dicho gas a la presión de 1 atmósfera.
2. Cinco litros de freón, CCl_2F_2, un gas utilizado en refrigeración, ejerce una presión de 190 mm Hg en un recipiente dado. Si la presión se aumenta hasta 230 mm Hg, diga:

a. ¿El volumen del gas aumentará o disminuirá?

b. ¿Cuál es el nuevo volumen del gas?

3. Calcule la cantidad que falta en cada uno de los siguientes conjuntos de datos de presión y volumen. Considérese que la temperatura y la cantidad de gas se mantienen constantes.

V_1	P_1	V_2	P_2
a. 25.0 L	800 mm Hg	22.8 L	= ? mm Hg
b. = ? L	1.8 atm	12.3 l	0.9 atm
c. 780 mL	1.1 Pa	= ? L	1.6 Pa
d. 25.3 L	= ? Torr	21.7 L	112.5 Torr
e. 125 L	3.8 atm	= ? L	2.9 atm

7.4 Ley de Charles: relación volumen-temperatura

1. Si cierta cantidad de dióxido de azufre a 25 ° C ocupa un volumen de 18.5 L, ¿cuál es el volumen a 30 ° C?
2. Si 31.8 L de amoníaco se mantienen a 20 ° C y una presión de 1 atmósfera, ¿cuál será el nuevo volumen si la temperatura aumenta a 40 ° C y la presión se mantiene en 1 atmósfera?
3. A continuación, se dan cinco situaciones para la aplicación de la ley de Boyle, con la temperatura y la cantidad de gas constantes.

   Establezca para cada uno de los casos el valor de la variable faltante.

V_1	T_1	V_2	T_2
a. 39.5 L	24 ° C	45.6 L	= ? ° C
b. 500 mL	40.5 ° C	= ? L	10 ° C
c. = ? L	– 10 ° C	75.4 L	30.5 ° C
d. 22.4 L	0.0 ° C	= ? L	400 K
e. 44.8 L	= ? ° C	22.4 L	30 ° C

Scanned with CamScanner

7.5 Leyes de Boyle y de Charles combinadas

1. Calcule los valores que faltan en cada uno de los siguientes conjuntos de datos.

Condiciones iniciales			Condiciones finales		
Presión	Temperatura	Volumen	Presión	Temperatura	Volumen
a. 580 torr	25 ° C	45.6 L	= ?	15 ° C	49.2 L
b. 2.5 Pa	250 K	125 mL	3.4 Pa	= ?	225 L
c. 2.6 atm	20 ° C	854 mL	1,800 torr	0 ° C	= ?
d. 760 mm Hg	28 ° C	= ?	0.4 atm	5 ° C	15.0 L
e. 4.5 atm	= ?	1,245 mL	1,500 torr	30 ° C	3.0 L

2. Una muestra de gas a 25 ° C y 800 torr ocupa un volumen de 3,450 mL. ¿Cuál es la temperatura para que la presión cambie a 1.5 atmósferas y el volumen a 4 L?
3. ¿Cuál es la presión final de 5 L de O_2 a 560 mm Hg y 25 ° C si su volumen se expande a 7.5 L y la temperatura se eleva hasta 40 ° C?
4. El volumen de cierta cantidad de O_2 a 15 ° C y 560 torr es de 6.5 L. ¿Cuál es su volumen en CN?
5. ¿A cuántas atmósferas deben someterse 10 L de H_2 que están a 15 ° C y 0.5 atmósferas para que el volumen disminuya a la mitad, si la temperatura es ahora de 30 ° C?

7.6 Ley de Gay-Lussac. Relación presión-temperatura

1. Una muestra del gas neón se encuentra a 800 torr y 25 ° C. ¿Cuál es la nueva presión si la temperatura aumentó hasta 45 ° C? Considérese el volumen constante.
2. Cierta cantidad de O_2 se encuentra confinada en un recipiente herméticamente cerrado a una presión de 1.5 atmósferas y 25 ° C. ¿Cuál es la nueva presión de dicho gas cuando el termómetro marca 0 ° C?
3. ¿Cuál es la presión final de un determinado gas, si se enfrían 1,500 mL desde 25 ° C hasta – 50 ° C y si la presión inicial era de 1.5 atmósferas?

7.7 Principio de Avogadro y volumen molar

1 Determine el volumen que ocupan 25 gramos de cada uno de los siguientes gases en CN O_2, H_2, N_2, CH_4.
2. ¿A cuántos gramos en CN equivalen 28.6 L de cada uno de los siguientes gases: CH_4, CO_2, SO_3, H_2S.
3. Cierta cantidad de CO ocupa 25 L a 20 ° C y 560 torr. Determine:
   a. su volumen en condiciones normales.
   b. la cantidad en gramos de CO
   c. el número de moles del gas
   d. el número de moléculas del compuesto.
4. Si 62 gramos de un gas ocupan un volumen de 90 L a 15 ° C y 700 torr,
   a. ¿qué volumen ocupará dicho gas en CN?
   b. ¿a cuántos moles equivale dicho volumen?
   c. ¿cuál es el peso molecular del gas?

7.8 Ecuación de estado. Ley de los gases ideales

1. Se van a llenar tres cilindros de 50 litros con hidrógeno, H_2, acetileno, C_2H_2 y helio, He, respectivamente. Calcule cuántos gramos de cada gas se requieren para llenar dichos cilindros, si la presión ha de ser de 10 atmósferas y la temperatura de 23 ° C.
2. Determine, por separado, la presión que ejercen 50 gramos de cada una de las siguientes sustancias gaseosas a 20 ° C en cilindros de acero de 50 litros: acetileno, C_2H_2, bióxido de carbono, CO_2, ácido sulfhídrico, H_2S.
3. ¿Qué volumen a 25 ° C y 600 mm Hg ocupan 45 gramos de monóxido de carbono, CO?

Scanned with CamScanner

7.9 La ecuación de estado y la masa molecular

1. Si 0.60 gramos de un gas ocupan un volumen de 82 mL a 6.0 atmósferas de presión y a una temperatura de 27 ° C, ¿cuál es el peso molecular del compuesto?
2. Un gramo de un compuesto ocupa 0.82 litros a una atmósfera y 30 ° C. Halle el peso molecular del compuesto.
3. La densidad de cierta sustancia en estado gaseoso es de 1.26 g / L a 50 ° C y 749 mm Hg. Calcule el peso molecular de dicho gas.
4. Calcule la densidad del oxígeno, O_2, a 500 ° C y 2.3 atmósferas.
5. Halle el peso molecular de cierta sustancia gaseosa a 700 mm Hg y 120 ° C, si su densidad es de 3.40 g / L.

7.10 Ley de Dalton de las presiones parciales

1. Calcule la presión cuando se mezclan 550 mL de H_2 con 560 mL de N_2 que estaban en CN y se trasladan a un recipiente de 1,500 mL a 0 ° C.
2. Un recipiente de 40.0 mL a 35 ° C y 600 mm Hg contiene dióxido de carbono, CO_2. Si se le agregan 50.0 mL de O_2 que estaban a 25 ° C y 500 mm Hg, ¿cuál es ahora la presión en el recipiente que contiene los dos gases?
3. Un tanque contiene 3 moles de O_2, 4 moles de H_2 y 5 moles de N_2. La presión total en el tanque es de 12.0 atmósferas. Halle la presión de cada gas.

7.11 Presión de vapor de agua

1. Se obtienen 5 gramos de O_2 y se recogen sobre agua a 25 ° C y 750 mm Hg. Calcule el volumen del oxígeno seco.
2. Se recoge, sobre agua a 20 ° C y a 760 mm Hg, cierta cantidad de gas metano, CH_4. Halle la presión de gas seco.
3. Se obtuvo oxígeno, O_2, mediante descomposición de clorato de potasio con dióxido de magnesio y calor, de acuerdo con la siguiente reacción:

$$2KClO_3 \xrightarrow[\Delta]{MnO_2} 2KCl + 3O_2$$

y el oxígeno obtenido se recogió por desplazamiento de agua. La presión en el laboratorio era de 560 torr y la temperatura del agua de 20 ° C. Si se recogieron 1,500 mL de O_2, halle la presión del O_2 libre de vapor de agua y el número de moles de dicho gas.

7.12 Ley de Graham. Difusión de los gases

1. Para los siguientes pares de compuestos gaseosos, explique cuál de los gases se difunde más rápidamente.
   a. H_2, O_2 b. CH_4, N_2 c. O_2, H_2S d. CO_2, NH_3
2. El metano se efunde a través de un orificio a una velocidad de 0.028 mol / s. Determine el peso molecular de un gas de masa desconocida que se efunde por el mismo orificio a una velocidad de 0.0094 mol / s.

7.13 Teoría cinética molecular de los gases

1. Se colocan por separado dos masa iguales de CH_4 y CO_2 en sus respectivos recipientes a la misma temperatura. Si el volumen de los dos recipientes es igual, precise lo siguiente:
   a. ¿en cuál de los recipientes hay mayor número de moléculas?
   b. Compare cuantitativamente las dos presiones.
   c. Comente acerca de la velocidad molecular promedio de los gases.
2. Explique cómo es el volumen real de la molécula de un gas en comparación con el volumen del recipiente.
3. Explique los principios que rigen el comportamiento de los gases ideales.
4. Analice la siguiente proposición: el aumento de temperatura de un gas en un envase rígido provoca incremento en la presión del gas.

Términos clave y diagramas conceptuales

1. Establezca el significado de por lo menos 5 términos y expresiones de la sección términos clave.
2. A partir de los diagramas conceptuales de esta unidad, elabore el mayor número de frases con significado químico.

Scanned with CamScanner

La licuación del aire

Varios de los gases que componen el aire tienen un vasto uso en la industria y el comercio. Estos gases se obtienen a través del proceso de licuación del aire.

Antes de que el aire se pueda licuar, debe filtrarse para remover el hollín y otras pequeñas partículas de polvo que puedan obstruír el equipo que ha de usarse posteriormente durante el proceso. El aire filtrado se comprime a, aproximadamente, 10 megapascales (MPa). Como resultado de esta compresión, aumenta la temperatura del aire. Esta energía se remueve con un dispositivo llamado un intercambiador de calor. El intercambiador de calor consiste en una serie de tubos que pasan a través de un envase cilíndrico. Uno de los fluidos pasa a través de los tubos. El otro fluido pasa a través del envase que rodea a los tubos. El calor va desde el fluido más caliente hacia el fluido más frio.

Entonces, el aire comprimido se enfría con agua, y se comprime aún más a, aproximadamente, 15 MPa. El aire se enfría, una vez más, a temperatura de salón con el agua en el intercambiador de calor. Luego, el agua pasa a través de una serie de intercambiadores de calor, utilizando un refrigerante como, por ejemplo, el freón o el amoníaco, o con parte del gas frio del final del proceso. En las etapas iniciales, se condensa el vapor del agua y el bióxido de carbono y se remueven.

Una porción de gas frio se utiliza para operar uno o más de los compresores. En el proceso de realizar este trabajo, el gas utiliza alguna de su energía interna. Por lo tanto, su temperatura baja aún más. La mayor parte del gas frío comprimido se deja expandir a través de una válvula.

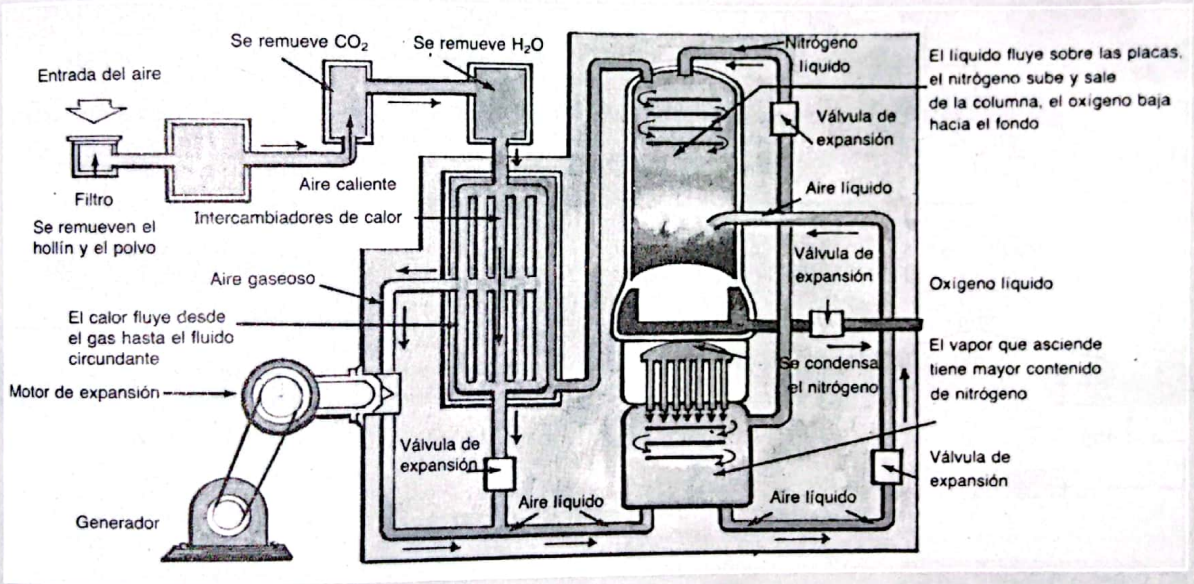
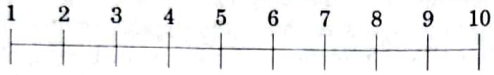


Figura 7.14 *Proceso de licuación del aire.*

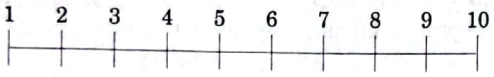
PARA EL PORTAFOLIO

- Asigne un valor en la escala de 1 a 10 a cada uno de los siguientes aspectos. Confronte su calificación con la de otros compañeros, analice los resultados y de ser necesario proponga alternativas frente a aquellos aspectos de baja calificación:

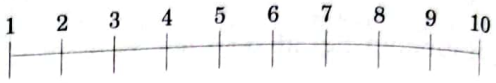
1. Disponibilidad de recursos audiovisuales como Televisión, betamax, retropoyector y aula disponible.



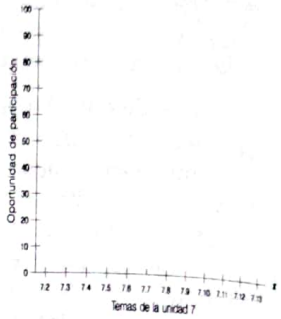
2. Aulas y espacios adecuados para el desarrollo de las clases.



3. Espacios y mobiliario adecuado para el trabajo en pequeños grupos.



- Asigne valores a las coordenadas *x*, *y*. Grafique mediante barras. *x* representa los temas de la unidad, *y* representa oportunidad para participar en el desarrollo de dichos temas.



Scanned with CamScanner

Unidad 8
El agua y las soluciones

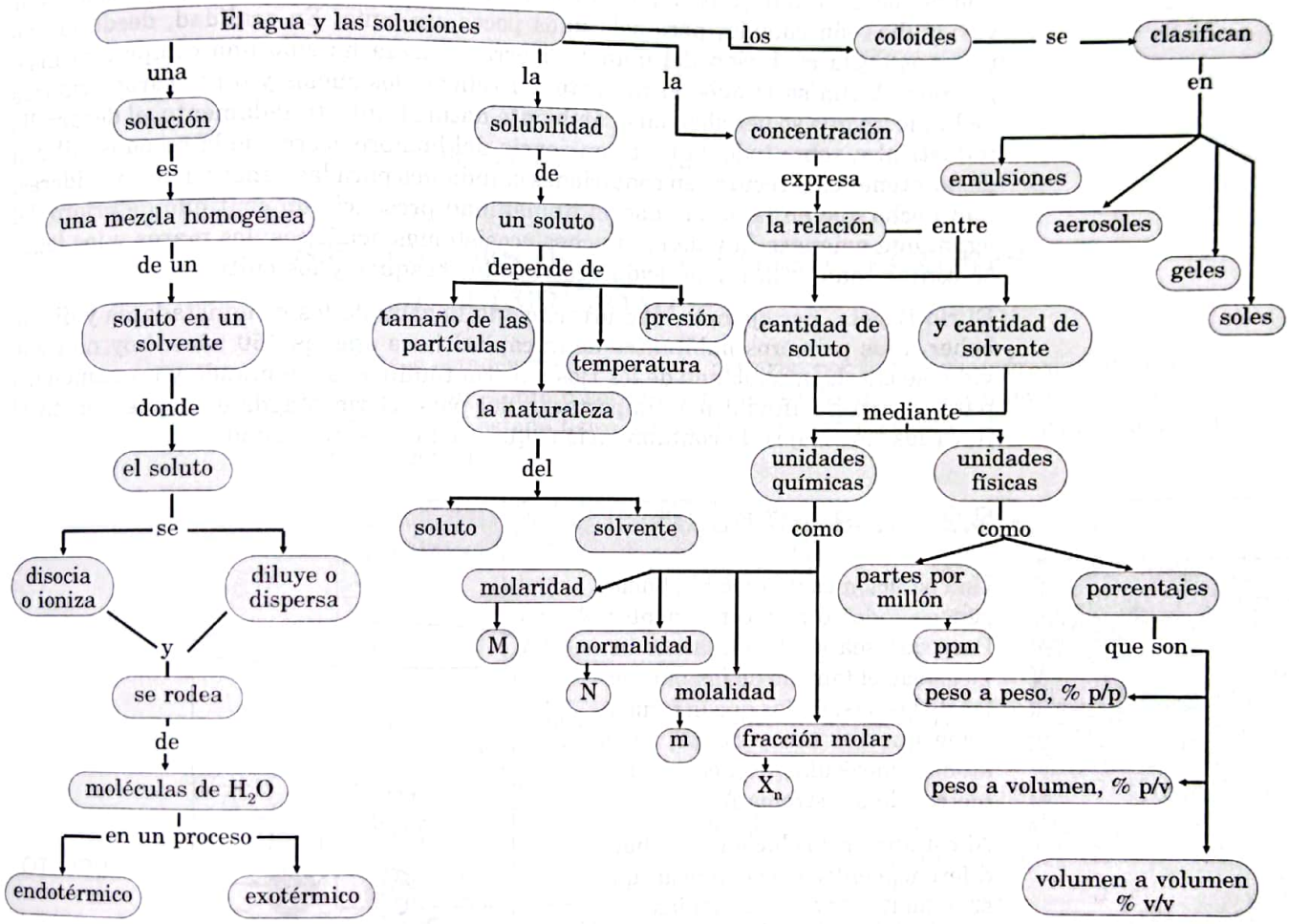


Diagrama 8.1 *El agua y las soluciones.*

Scanned with CamScanner

Términos clave

Solución, soluto, solvente, mezcla homogénea, concentración, solubilidad, factores de solubilidad, % p/p, % p/v, % v/v, normalidad, molaridad, molalidad, fracción molar, partes por millón, coloides.

Logros

- Explicar algunas de las propiedades de las soluciones.
- Calcular las concentraciones de algunas soluciones aplicando los conceptos de molalidad, normalidad y molaridad o porcentaje.
- Diferenciar las soluciones de los coloides según sus propiedades.

Conocimientos previos

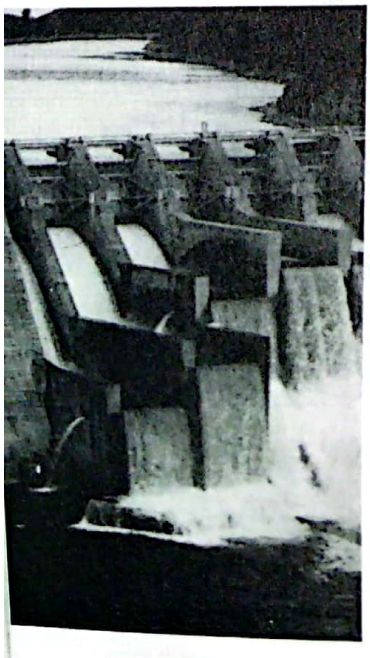
1. Comente con algunos de sus compañeros acerca del agua, sus propiedades, importancia, abundancia en el globo terrestre, y usos que le ha dado el hombre.
2. Confronte los resultados de su trabajo con los de otros compañeros o grupos.

8.1 INTRODUCCIÓN

El agua es, quizá, uno de los compuestos químicos más abundantes en la Tierra y uno de los más importantes para la vida. Un ser humano, por ejemplo, puede vivir varios días sin comida, pero sólo unos pocos sin agua. En realidad, desde los comienzos de la evolución del planeta Tierra, el agua ha sido una compañera inseparable. A ella se le debe gran parte del relieve, los suelos y otras características de la Tierra que se perciben en el ambiente natural. Infortunadamente, el desarrollo industrial y, sobre todo, la poca conciencia del hombre acerca de la responsabilidad de mantener este recurso en condiciones saludables para las generaciones venideras, han hecho que en la actualidad la humanidad presencie un continuo deterioro del agua, que amenaza la vida en muchos ecosistemas acuáticos: los mares y los lagos se contaminan, y la lluvia ácida destruye los bosques y los cultivos.

El río Bogotá, por ejemplo, que presenció la llegada de los conquistadores y dio de beber a los primeros habitantes de la capital hace apenas 450 años, hoy no tiene vida, se cataloga como uno de los ríos más contaminados del mundo y una amenaza para la arteria fluvial más importante del país, el río Magdalena, pues hasta él lleva los "mensajes de contaminación" que envía la gran ciudad.

8.2 LAS SOLUCIONES



Una solución es una mezcla homogénea de dos o más componentes. Para que sea verdaderamente homogénea, el tamaño de las partículas de las sustancias que la forman tiene que ser tan pequeño, como átomos, moléculas, o iones, con diámetros de ángstroms Å.

Al estudiar las soluciones, se hace diferencia entre las sustancias que se disuelven y aquellas en las cuales se produce la disolución. La sustancia que se disuelve se llama soluto y la sustancia en la cual se produce la disolución se llama disolvente. El soluto es la sustancia que está en menor cantidad en la solución.

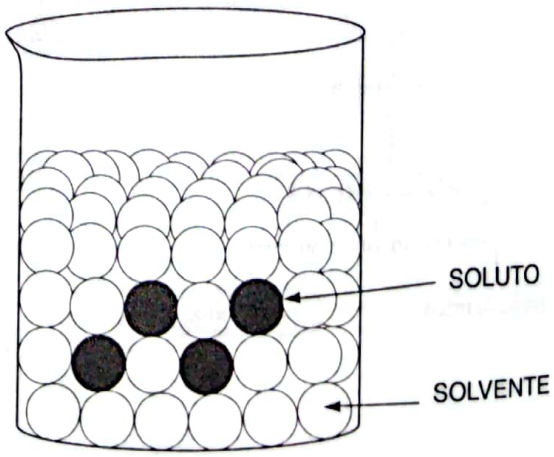


Figura 8.1 *La disolución de un soluto en un solvente da origen a una solución.*

Scanned with CamScanner

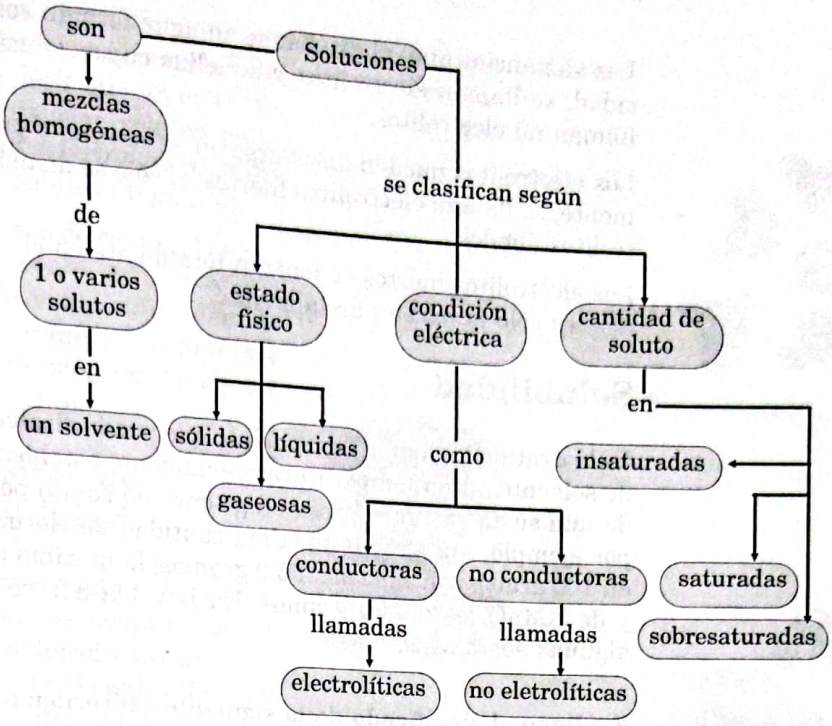


Diagrama 8.2 *Las soluciones.*

8.3 CLASES DE SOLUCIONES Y FACTORES DE SOLUBILIDAD

De los tres estados generales de la materia, por lo menos, teóricamente cada uno de ellos puede ser soluto o solvente en una solución, existen nueve tipos de soluciones con base en su estado físico. En la tabla 8.1, se presenta esta clasificación y algunos ejemplos comunes.

Estado del soluto	Estado del solvente	Estado de la solución	Ejemplos
Gas	Gas	Gas	Aire (O_2 y N_2)
Gas	Líquido	Líquido	Agua mineral (CO_2 y H_2O)
Gas	Sólido	Sólido	Hidrógeno en paladio
Líquido	Gas	Gas	No existen ejemplos
Líquido	Líquido	Líquido	Bebidas alcohólicas
Líquido	Sólido	Sólido	Amalgamas (mercurio y oro)
Sólido	Gas	Gas	No existen ejemplos
Sólido	Líquido	Líquido	Azúcar o sal en agua
Sólido	Sólido	Sólido	Aleaciones cobre zinc; forman el bronce

Tabla 8.1 *Clases de soluciones según el estado físico.*

Las soluciones acuosas pueden clasificarse, también, según su comportamiento frente a la corriente eléctrica, en soluciones electrolíticas y soluciones no electrolíticas. Una solución es electrolítica cuando conduce la corriente eléctrica y es no electrolítica cuando no la conduce.

Scanned with CamScanner

Las sustancias que, al disolverse en agua forman soluciones conductoras de la electricidad, se llaman electrolitos y aquellas cuyas soluciones no conducen la corriente se llaman no electrolitos.

Los electrolitos pueden disolverse en agua total o parcialmente. Si se disuelven totalmente, se llaman electrolitos fuertes; si sólo se disuelven parcialmente, se llaman electrolitos débiles.

Los electrolitos fuertes se ionizan totalmente en el agua, mientras que los electrolitos débiles sólo lo hacen parcialmente.

Solubilidad

Es la cantidad máxima de un soluto que puede disolverse en una cantidad determinada de solvente a una temperatura previamente establecida. Generalmente, la solubilidad de una sustancia se expresa en gramos de soluto por cada 100 gramos de disolvente, por ejemplo, a 20 ° C, la máxima cantidad de cloruro de sodio que se puede disolver en 100 gramos de agua son 36.0 gramos; la máxima cantidad de $AgNO_3$ es 225 gramos y de $KMnO_4$ es de 6.4 gramos. En la tabla 8.2, se representan las solubilidades de algunas sustancias.

Ejercicio guía 8.1 **Explique el significado de la siguiente expresión: a 50 ° C, la solubilidad del KBr en 100 gramos de agua es 116 gramos.**

Solución El término solubilidad ha de entenderse como la cantidad máxima de soluto en un solvente. Así, la expresión significa que, al tomar 100 gramos de agua a 50 ° C, en ella se disuelven exactamente 116 gramos de KBr.

Soluto	Solubilidad	
	20 °C	60 °C
NaCl	36	37.3
KBr	67	85.5
$KMnO_4$	64	22.2
$AgNO_3$	225	525
$BaSO_4$	0.00024	0.00036

Tabla 8.2 *Valores de la solubilidad de algunas sustancias en gramos del soluto en 100 gramos de H_2O a 20 ° C y a 60 ° C.*

Ejercicio propuesto 8.1 **Explique el significado de la siguiente expresión: la solubilidad del disolvente orgánico benceno en agua es de 0.22 gramos del soluto por cada 100 gramos de agua.**

La solubilidad es una propiedad característica de cada sustancia en un determinado solvente.

Cualitativamente hablando, un soluto también se describe como insoluble, poco soluble o muy soluble en un solvente dado, para indicar muy aproximadamente la mayor o menor cantidad de soluto que se disuelve en una cantidad dada de ese solvente.

El proceso de solubilidad

Cuando un sólido iónico, como el KBr, por ejemplo, se pone en contacto con el agua, los iones que lo forman se separan en K^+ y Cl^- Puesto que las moléculas del agua son polares, los cationes potasio K^+ son rodeados por los polos negativos del agua y los aniones cloruro Cl^- son rodeados por los polos positivos, como se ilustra en la figura 8.2.

El proceso de orientación de las moléculas alrededor de los iones se llama hidratación.

Para que una sustancia se disuelva en agua, debe ser polar. Recuérdese que el enlace iónico es un extremo del enlace polar y, cuanto más polar sea una sustancia, más soluble es en agua. En química, existe una regla de solubilidad, así: "lo semejante

Scanned with CamScanner

disuelve lo semejante". Esto quiere decir que un solvente polar disuelve solutos polares y un solvente no polar disuelve solutos no polares.

El proceso de solubilidad frecuentemente está asociado con absorción o emisión de calor. Por tanto, hay procesos de solubilidad exotérmicos y endotérmicos.

Factores de solubilidad

De lo expresado en la sección anterior, se deduce que un factor determinante de la solubilidad es la naturaleza del soluto y del solvente.

Además de la naturaleza del soluto y la naturaleza del solvente, la temperatura y la presión también influyen en la solubilidad de una sustancia.

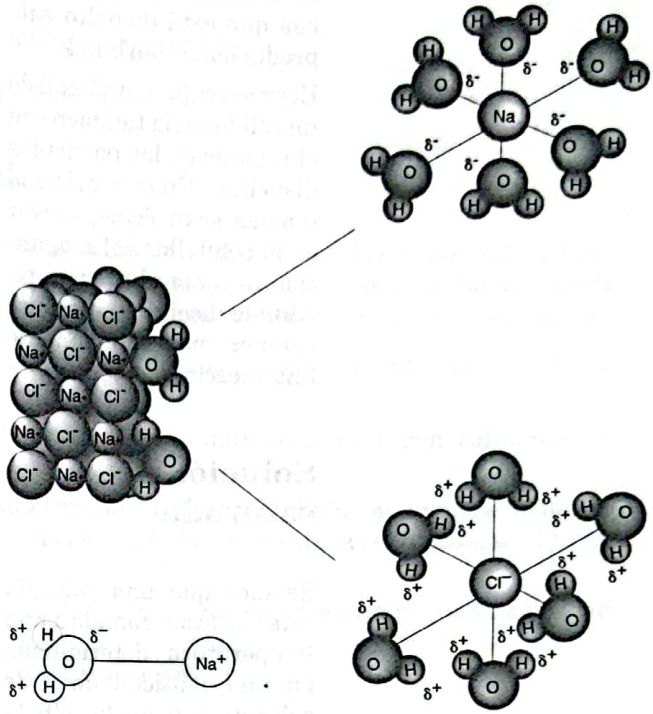


Figura 8.2 *Las moléculas de un soluto iónico en contacto con el agua se separan en cationes y en aniones. Los iones permanecen separados y rodeados de moléculas de agua.*

Temperatura

La temperatura afecta la rapidez y el grado de solubilidad. Al moverse las moléculas del solvente rápidamente, debido al aumento de temperatura, el soluto penetra más fácilmente y en mayor cantidad por entre las mo- léculas del solvente. El efecto de la temperatura sobre la solubilidad se ilustra en la figura 8.3. Nótese que, para el cromato de calcio $CaCrO_4$, el aumento de la temperatura disminuye su solubilidad.

Cuando el soluto es un gas, al aumentar la temperatura la solubilidad disminuye, ya que las moléculas del gas se escapan de la solución.

La presión

El efecto de la variación de presión es prácticamente nulo sobre la solubilidad de sólidos y líquidos, pero es grande sobre la solubilidad de los gases. A mayor presión, mayor es la solubilidad de un gas.

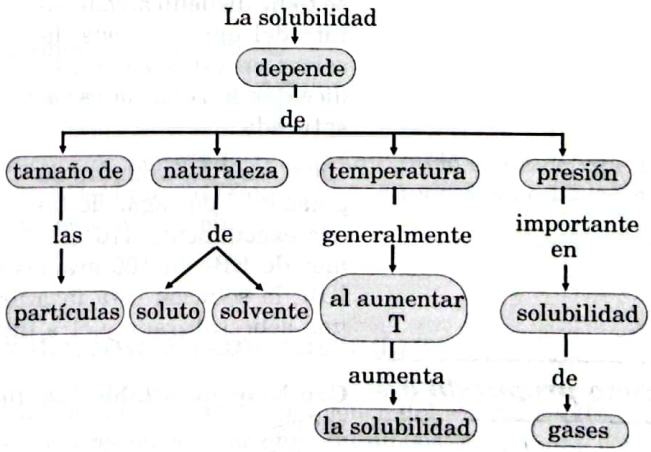


Diagrama 8.3 *Factores de solubilidad.*

Las gaseosas son embotelladas a alta presión. Por eso, cuando se destapan, el gas que está disuelto sale produciendo burbujas.

El proceso de solubilidad de un sólido varía también con el tamaño de las partículas disueltas. Cuanto más pequeñas sean éstas, mayor es la solubilidad. La agitación durante el proceso facilita la disolución: permite obtener más rápidamente una mezcla homogénea.

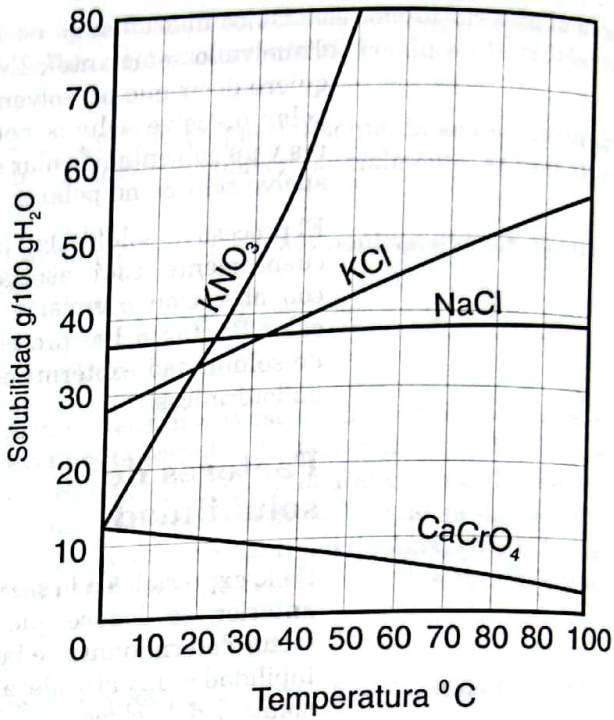


Figura 8.3 *Representación gráfica del efecto de la temperatura sobre la solubilidad de algunas sustancias.*

Solución saturada

Se dice que una solución está saturada cuando a una temperatura determinada en una cantidad dada de solvente se tiene disuelta la máxima cantidad de soluto que se pueda disolver. Por ejemplo, una solución de KBr que tenga disueltos 116 gramos de KBr en 100 gramos de agua a 50 ° C es una solución saturada: cualquier exceso de KBr se deposita en el fondo del recipiente.

Solución insaturada

Cuando a una temperatura determinada en una cantidad dada de solvente se tiene disuelto menos soluto del que se puede disolver en ese solvente, se dice que la solución es insaturada.

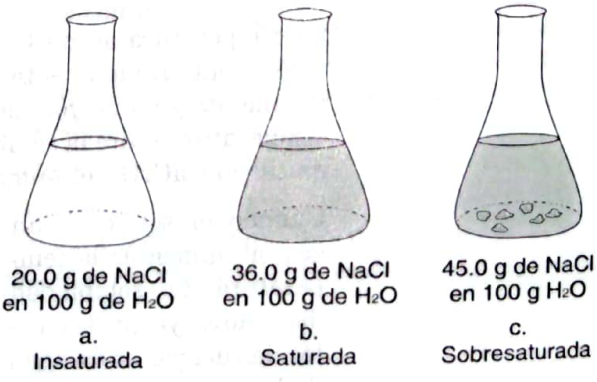


Figura 8.4 *Representación gráfica de una solución: a. saturada, b. insaturada y c. sobresaturada.*

En el caso del bromuro de potasio, si en lugar de tener exactamente 116 gramos de KBr en 100 gramos de agua, se tienen disueltos, por ejemplo, 90 gramos de KBr, la solución está insaturada. En la figura 8.4, se ilustra una solución saturada, una sobresaturada y otra insaturada de NaCl.

Ejercicio propuesto 8.2

Con base en la tabla 8.2, diga si las siguientes soluciones son saturadas o insaturadas:

a. 37.3 gramos de NaCl en 100 gramos de agua a 60 ° C

b. 100 gramos de $AgNO_3$ en 100 gramos de agua a 20 ° C.

Scanned with CamScanner

Ejercicio propuesto 8.3

Con base en los datos de la tabla 8.2, decida si las siguientes soluciones son saturadas o insaturadas:

a. 30 gramos de $KMnO_4$ en 100 gramos H_2O a 20 ° C

b. 20 gramos de $KMnO_4$ en 100 gramos de agua a 60 ° C

c. 85.5 gramos de KBr en 100 gramos de H_2O a 60 ° C.

Soluciones sobresaturadas

A pesar de que la concentración de una solución está limitada por la solubilidad máxima del soluto, es posible preparar soluciones *que contengan disuelta* una cantidad mayor de soluto a una temperatura T establecida. Estas soluciones se conocen como sobresaturadas.

De esta manera, una solución de NaBr que contenga disueltos 116.5 gramos de la sustancia es una solución sobresaturada.

La sobresaturación de una solución es un proceso muy cuidadoso; generalmente, se realiza por calentamiento.

Mediante este proceso, parte del soluto por encima de la solubilidad máxima se disuelve. Al enfriar lentamente y en reposo la solución hasta la temperatura requerida, se obtiene la solución sobresaturada.

Estas soluciones precipitan soluto al agitarlas o al adicionarles una pequeña cantidad de soluto.

d. 30 gramos de NaCl en 100 gramos de H_2O a 20 ° C.

Ejercicio guía 8.2

A 50 ° C se tiene una solución de 116.1 gramos de KBr en 100 gramos de agua. Diga si la solución es saturada, sobresaturada o insaturada a esa temperatura.

Solución

En el enunciado se da una cantidad de soluto disuelta en una cantidad dada de solvente a 50 ° C.

Puesto que la sustancia es KBr y se ha dicho antes que la solubilidad máxima de esta sustancia es 116 gramos a esa temperatura, la solución es sobresaturada. Es importante tener en cuenta que el exceso de soluto debe estar disuelto.

Ejercicio propuesto 8.4

Tomando como base la tabla 8.2, establezca por qué las dos siguientes soluciones son sobresaturadas:

a. 36.5 gramos de NaCl en 100 gramos de H_2O a 20 ° C

b. 223 gramos de $AgNO_3$ en 100 gramos de H_2O a 20 ° C

El término miscible se usa con frecuencia para indicar que un líquido se disuelve en otro, por ejemplo, el alcohol y el agua, y el término inmiscible, cuando dos líquidos no se disuelven entre sí. Es el caso del agua y el aceite.

Soluciones diluidas y soluciones concentradas

Cuando se trata de comparar cualitativamente varias soluciones del mismo soluto en el mismo solvente, se emplean las expresiones soluciones diluidas y soluciones concentradas para indicar que unas tienen más soluto que otras en la misma cantidad de solvente.

Scanned with CamScanner

Ejercicio guía 8.3 **Ordene, de menor a mayor, las siguientes soluciones según la concentración:**

a. 0.1 gramos de $KMnO_4$ en 100 de H_2O a 20 ° C

b. 22 gramos de $KMnO_4$ en 100 de H_2O a 20 ° C

c. 20 gramos de $KMnO_4$ en 100 de H_2O a 20 ° C

d. 1 gramo de $KMnO_4$ en 100 de H_2O a 20 ° C.

Solución Es importante reconocer que se dan diferentes cantidades del mismo soluto para la misma cantidad de agua. Por eso, se pueden comparar estas soluciones.

Entonces, el ordenamiento es:

$$0.1 < 1 < 20 < 22$$

menos concentradas ⟷ más concentradas

Ejercicio propuesto 8.5 **Ordene, de menor a mayor, las siguientes soluciones según la concentración:**

a. 20 gramos de NaCl en 100 gramos de H_2O a 20 ° C

b. 10 gramos de NaCl en 100 gramos de H_2O a 20 ° C

c. 31 gramos de NaCl en 100 gramos de H_2O a 20 ° C

Taller 8.1

Soluciones y factores que determinan la solubilidad

Logros

- Emplear adecuadamente el lenguaje químico asociado con las soluciones.
- Valorar el agua como una de las sustancias más abundantes en la naturaleza y como un recurso que merece un uso racional.
- Explicar el proceso de solubilidad y sus relaciones con los factores que la determinan.

Conocimientos previos

- Analice con sus compañeros la importancia del agua para la vida, para la industria y para la medicina. ¿Por qué el agua es un recurso natural que se debe usar en forma racional?
- Nombre algunas soluciones que usted conozca. ¿Qué significan para usted los términos concentrado y diluido?

Procedimiento

Después de estudiar los temas correspondientes a las soluciones, los tipos de soluciones, los conceptos asociados con ellas y los factores que determinan la solubilidad, responda las siguientes preguntas:

1. Clasifique las soluciones según el estado físico y según la mayor o menor concentración.
2. Establezca la diferencia entre solución saturada, solución insaturada y solución sobresaturada.
3. Explique el proceso de solubilidad para una sustancia iónica.
4. ¿Por qué el tamaño de las partículas del soluto afecta la solubilidad de una sustancia?
5. Evalúe, además, sus conocimientos acerca de los temas objeto de este taller realizando los ejercicios de la sección de autoevaluación, de los numerales 8.1, 8.2 y 8.3.

Scanned with CamScanner

8.4 FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN Y SUS UNIDADES

Las soluciones, como mezclas que son, tienen composiciones variables. El término concentración se emplea para determinar la cantidad de soluto que está presente en cierta cantidad de solución.

Como se vio anteriormente, una descripción cualitativa de la concentración de las soluciones se obtiene diciendo que son diluidas o concentradas, saturadas o insaturadas. Sin embargo, para fines cuantitativos, se requieren conocimientos más precisos de las relaciones cantidad de soluto y cantidad de solvente, y, más frecuentemente, cantidad de soluto y cantidad de solución. Para expresar estas relaciones, se emplean unidades físicas y unidades químicas. Las unidades físicas comprenden los porcentajes que pueden ser peso a peso (p/p), peso a volumen (p/v), volumen a volumen (v/v) y partes por millón (ppm). Las unidades químicas comprenden la molaridad M, la normalidad, N la fracción molar X_n y la molalidad, m.

Unidades físicas de concentración
Porcentaje por peso o peso a peso, % p/p

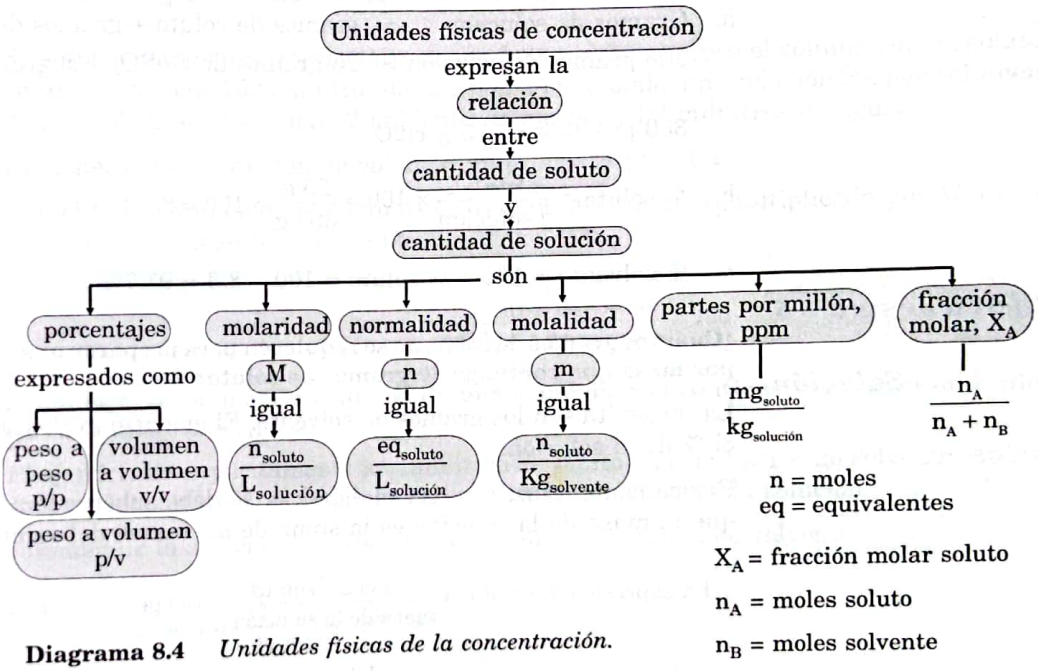


Diagrama 8.4 *Unidades físicas de la concentración.*

Describe la cantidad en gramos de soluto presentes en 100 gramos de solución. Así, una solución 5% de NaCl en agua tiene 5 gramos de NaCl y 95 gramos de H_2O. En términos generales, es la fracción de masa multiplicada por 100 y se expresa:

$$\% \text{ de masa} = \text{fracción de masa} \times 100$$

Cuando la fracción de masa es la fracción de soluto y el % que se calcula es el % de soluto:

Scanned with CamScanner

$$\%\ \text{soluto} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de soluto + gramos de solvente}} \times 100 = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de solución}} \times 100$$

Si la fracción de masa es la fracción de solvente, entonces el porcentaje que se establece corresponde al disolvente o solvente:

$$\%\ \text{solvente} = \frac{\text{gramos de solvente}}{\text{gramos de soluto + gramos de solvente}} \times 100 = \frac{\text{gramos de solvente}}{\text{gramos de solución}} \times 100$$

Puesto que la solución es de un soluto en un solvente, conocido un porcentaje, por diferencia de 100 se puede obtener el otro.

Ejercicio guía 8.4

Cuando se evaporan 300 gramos de una solución sulfato de cobre, $CuSO_4$, se obtiene un residuo de 25 gramos de sulfato.

a. ¿Cuántos gramos de agua se evaporaron?

b. ¿Cuál es el % de soluto por peso en la solución?

c. ¿Cuál es el % de solvente?

Solución

En el enunciado del ejercicio, son claros el peso total de la solución y el peso de soluto, con lo cual se puede hallar el peso del solvente, agua evaporada y el % de soluto.

a. Gramos de solución = gramos de soluto + gramos de solvente

300 gramos de solución = 25 gramos de $CuSO_4$ + x gramos de H_2O

300 g – 25 g = 275 g H2O

b. $\%\ \text{soluto} = \frac{\text{g } CuSO_4}{\text{g solución}} \times 100 = \frac{25\text{ g}}{300\text{ g}} \times 100 = 8.3\%$

c. % solvente = 100 – % soluto = 100 – 8.3 = 91.7%

Ejercicio guía 8.5

¿Cuántos gramos de solvente se requieren para preparar una solución de 20% de $CuSO_4$ por masa que contenga 80 gramos de soluto?

Solución

La incógnita son los gramos de solvente. El ejercicio explicita los gramos del soluto y el % de la solución.

Básicamente, para resolver el ejercicio, se debe saber, además de la expresión de %, que la masa de la solución es la suma de las masas del soluto y del solvente.

La expresión $\%\ \text{soluto} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la solución}} \times 100$ permite calcular la masa de la solución.

$$\text{Masa de la solución} = \frac{\text{masa del soluto}}{\%\ \text{soluto}} \times 100 = \frac{80\text{ g}}{20} \times 100 = 400 \text{ gramos de solución.}$$

Ejercicio propuesto 8.6

Puesto que masa de la solución = masa soluto + masa solvente, entonces, masa del solvente = masa de la solución – masa del soluto = 400 g – 80 g = 320 g de H_2O.

a. ¿Cuál es el % de soluto y de solvente en una solución de KOH que se prepara adicionando 2 gramos de KOH a 20 gramos de agua?

b. ¿Cuál es la masa de KNO_3 presente en 300 gramos de solución acuosa al 10%?

c. ¿Cuál es la masa de agua requerida para preparar una solución al 10% de $KMnO_4$ que tenga 2 gramos de $KMnO_4$?

Scanned with CamScanner

Porcentaje peso a volumen, % p/v

Es una forma de expresar los gramos de soluto que existen en un volumen de 100 mL de solución. Además del campo de la química, los porcentajes peso a volumen son muy útiles en medicina, en la cual casi todos los solutos son sólidos que se miden fácilmente en gramos y la solución es líquida, también medible con facilidad en mililitros.

Para cálculos de porcentaje peso a volumen, se tiene una expresión similar a la de calcular porcentajes peso a peso:

$$\% \text{ soluto} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{mililitros de solución}} \times 100$$

Ejercicio guía 8.6 **¿Cuál es el % de dextrosa en una solución que contiene 10 gramos de soluto en 80 mL de solución?**

Solución A partir de la ecuación, se obtiene

$$\% \text{ dextrosa} = \frac{10 \text{ g}}{80 \text{ mL}} \times 100 = 12.5\%$$

Ejercicio propuesto 8.7 **¿Cuál es el porcentaje de una solución de NaOH si en 60 mililitros de ella hay 3 gramos de NaOH?**

Porcentaje volumen a volumen, % v/v

Al mezclar un volumen dado de alcohol con un volumen dado de agua, el volumen total de la solución no es la suma de los dos volúmenes, ya que en este caso la mezcla presenta una disminución de volumen.

Se emplea para expresar concentraciones de líquidos y expresa el volumen de un soluto en un volumen de 100 mililitros de solución. Por ejemplo, una solución 2% por volumen de alcohol en agua contiene 2 mililitros de alcohol y 98 mililitros de agua.

En general, es la fracción de volumen multiplicada por 100.

Así, el % por volumen de soluto es la fracción de volumen multiplicada por 100 y el % de solvente es su fracción multiplicada por 100.

$$\% \text{ volumen} = \frac{\text{mililitros de soluto}}{\text{mililitros de solución}} \times 100$$

Ejercicio guía 8.7 **¿Cuál es el % volumen a volumen de una solución que contiene 1 mililitro de ácido en 40 mililitros de agua?**

Solución El ejercicio da explícitamente los mililitros de soluto y los mililitros de solvente. Antes de usar la expresión, se requiere hallar el volumen total de la solución.

volumen de la solución = volumen de soluto + volumen de solvente

= 1 mL + 40 mL = 41 mL.

$$\% \text{ volumen de soluto} = \frac{1 \text{ mL}}{41 \text{ mL}} \times 100 = 2.4\%$$

ercicio propuesto 8.8 **Calcule el % de soluto en una solución que contiene 3 mililitros de metanol en 220 mililitros de agua.**

Partes por millón, ppm

Para hablar de soluciones muy diluidas, como la cantidad de aluminio o la cantidad de flúor en el agua, en las cuales los porcentajes resultan inadecuados, ya que conducen a valores muy pequeños, se emplean las partes por millón o ppm. De la misma manera que el porcentaje significa partes de masa de soluto por 100 partes de masa de solución, las partes por millón significan partes de soluto por cada millón de partes de solución.

Scanned with CamScanner

Así, una solución que tiene 5 ppm de flúor presenta 5 partes de flúor por 1 millón de partes de solución.

En las soluciones acuosas como la anterior, en las cuales la cantidad de soluto es tan pequeña, la densidad de la solución es prácticamente la misma del agua, 1 g /mL; por tanto, 1 L de agua es igual a 1 kg.

Puesto que en un kg hay 1,000,000 de miligramos, las partes por millón suelen escribirse como miligramos de soluto por kg de solución.

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg soluto}}{\text{kg solución}}$$

o miligramos de soluto por litro de solución

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg soluto}}{\text{L solución}}$$

Ejercicio guía 8.8 **Una muestra de agua de 500 mL tiene 4 mg de F^-. ¿Cuántos ppm de fluoruro hay en la muestra?**

Solución Convirtiendo los mililitros a litros y aplicando la ecuación, se tiene:

$$\text{ppm} = \frac{4 \text{ mg } F^-}{0.5 \text{ L}} = 8 \text{ ppm}$$

Ejercicio propuesto 8.9 **Calcule las partes por millón de soluto de cada una de las siguientes soluciones:**

a. 100 mg de Na^+ en 800 mL de H_2O
b. 2 mg de Al^{+3} en 2 L de H_2O
c. 200 mg de NaCl en 800 mL de H_2O
d. 4×10^{-3} mg de Au en 800 mL de agua de mar

UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN

Molaridad, M

Muchas de las reacciones químicas suceden en soluciones acuosas, y es importante e, incluso, necesario calcular la cantidad de las sustancias que intervienen en ellas. Esto es particularmente cierto en química analítica. Para tal efecto, es útil el concepto de molaridad, que se representa por M. La molaridad corresponde al número de moles de soluto por cada litro de solución.

$$\text{M} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de solución}} = \frac{\text{moles}}{\text{litro}} = \frac{\text{n}}{\text{litro de solución}}$$

donde n = número de moles

De acuerdo con el concepto anterior, una solución de HCl que tenga 1 mol de HCl en 1 litro de solución es una solución 1 molar y se representa 1 M. Si tiene dos moles en un litro, la solución es 2 M. Si tiene 0.5 moles en un litro, la solución es 0.5 M.

Ejercicio guía 8.9 **¿Cuál es la molaridad de una solución que posee 3 moles de NaOH en 2 L de solución?**

Solución Puesto que el enunciado proporciona directamente el número de moles de soluto y los litros de solución, la molaridad se calcula directamente de la expresión:

$$\text{M} = \frac{\text{n}}{2 \text{ litros}} = \frac{3 \text{ moles}}{2 \text{ litros}} = 1.5 \frac{\text{moles}}{\text{litro}} \quad \text{o simplemente} \quad \text{M} = 1.5 \text{ M}$$

Scanned with CamScanner

Ejercicio guía 8.10

Si se tienen 20 g de NaOH en 250 mL de solución, calcule su molaridad.

Solución

Puesto que la cantidad de soluto está dada en gramos, se requiere convertirlos a moles, con ayuda del peso molecular.

$$n_{NaOH} = \frac{W_{NaOH}}{P_{M_{NaOH}}} = \frac{20\ g}{40\ g} = 0.5 \text{ moles} \; ; \; 250 \text{ mL} \times \frac{1 \text{L}}{1{,}000 \text{ mL}} = 0.25 \text{ L}$$

A partir de la expresión para M, se tiene $M = \frac{0.5 \text{ moles}}{0.25 \text{ litros}} = 0.2 \frac{\text{moles}}{\text{litro}} = 2 \text{ M}$

Ejercicio guía 8.11

Calcule la molaridad de una solución de HCl que tiene una concentración de 11.2% por masa y una densidad de 1.1 g /mL.

Solución

A diferencia de los ejercicios anteriores, en éste hay que calcular el número de gramos de soluto a partir de las concentración peso a peso. Nótese también que no se da ningún volumen de solución. En realidad, no se requiere para solucionar el ejercicio, ya que en la definición se establece el volumen de 1 L.

El ejercicio se puede resolver siguiendo el procedimiento que se describe a continuación:

1. Como la molaridad está definida en términos de 1 litro de solución, con la densidad y este volumen se calcula la masa de 1 litro de solución:

$$m = v \times d \; ; \; 1{,}000 \cancel{\text{mL}} \times \frac{1.1 \text{ g}}{\cancel{\text{mL}}} = 1{,}100 \text{ g de solución}$$

2. Dado que la masa del soluto es de 11.2% por peso, entonces, utilizando la expresión de porcentaje por peso, se tiene:

$$11.2 = \frac{\text{g soluto}}{\text{masa solución}} \times 100 = \; 11.2 = \frac{\text{g de soluto}}{1.100 \text{ g}} \times 100$$

Entonces, $\frac{11.2 \times 1.100}{100} = 123.2$ g de soluto o HCl puro en 1 L de solución

3. Conociendo el número de gramos de soluto puro en 1 L de solución, se calcula el número de moles de soluto.

$$n = \frac{W}{P_M} = \frac{123.2 \text{ g HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} = 3.37$$

moles de soluto por litro de solución o, sencillamente, 3.37 M

Ejercicio propuesto 8.10

a. Calcule la molaridad de una solución que tiene 0.4 moles de NH_3 en 750 mL de solución.

b. Calcule la molaridad de una solución de amoníaco que tiene 10 g de NH_3 en 500 mL de solución.

c. Una solución de amoníaco tiene una concentración de 25% por masa y una densidad de 0.91 g/mL. Calcule su molaridad.

El número de moles de soluto que hay en una determinada cantidad de solución de molaridad conocida se calcula fácilmente de la expresión:

$$M = \frac{\text{\# moles soluto}}{\text{litro solución}},$$

de donde M × v = # moles; v es el volumen de la solución en litros

Ejercicio guía 8.12

Calcule el número de moles de NaCl que hay en 20 mL de solución 2 molar y los gramos de NaCl presentes

Solución

Puesto que el volumen de solución está dado en mL, se requiere llevar a litros.

Scanned with CamScanner

$20\ \cancel{mL} \times \frac{1L}{1{,}000\ \cancel{mL}} = 0.02$ litros. Aplicando la expresión

$M \times v = \#$ moles, se tiene $0.02\ L \times \frac{2\ \text{moles}}{\cancel{\text{Litro}}} = 0.04$ moles de NaCl

Convirtiendo estos moles a gramos, se tiene

$0.04\ \cancel{\text{moles}}\ NaCl \times \frac{58.5g}{1\ \cancel{\text{mol}}\ NaCl} = 2.34$ g de NaCl

Ejercicio propuesto 8.11 **Calcule los gramos de HCl presentes en 500 mL de una solución 1.1 M del ácido.**

Pesos equivalentes, eq

El concepto de equivalente gramo, peso equivalente o, simplemente, equivalente depende del tipo de reacción que se considere, y se plantea de tal manera que un equivalente de un reactivo se combine exactamente con un equivalente de otro.

En general,

$$1 \text{ equivalente} = \frac{\text{peso molecular}}{C} \quad (1)$$

donde el valor de C depende de la clase de reacción.

Para las reacciones de neutralización, los pesos equivalentes se basan en el hecho de que un protón H^+ reacciona en un grupo OH^-, para producir una molécula de H_2O.

1 equivalente de un ácido es la cantidad del ácido que libera 1 mol de protones, H^+. Un equivalente de una base es la cantidad de esa base que libera 1 mol de grupos OH^-. De esta manera, C en la ecuación anterior es el número de moles de H^+ que libera un ácido o el número de moles de OH^- que libera una base.

En reacciones redox, C es el número de electrones tomados o liberados por la sustancia y coincide con el número de equivalente para la misma especie.

Ejemplo: $Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$

para el cobre, se tiene: $Cu - \underset{\underset{C=2}{|}}{2e^-} \longrightarrow Cu^{+2}$.

Un mol de cobre, en esta reacción, presenta 2 equivalentes.

De igual manera, el Cl_2: $Cl_2 + \underset{\underset{C=2}{|}}{2e^-} \Rightarrow 2Cl^-$

Ejercicio guía 8.13 **Calcule el peso de un equivalente de $KMnO_4$, en un proceso químico en el cual el Mn pasa del estado de oxidación de +7 a +2, según la siguiente ecuación:**

$$M_n^{+7} + 5e^- \Rightarrow M_n^{+2}$$

Solución C = Cambio de variación del número de oxidación del Mn.

$C = +7 - (+2) = 5$

En este caso, el Mn gana $5e^-$; por tanto, C = 5. Así, el peso de 1 equivalente de $KMnO_4$ es igual a $\frac{KMnO_4}{C} = \frac{158\ g/mol}{5\ eq/mol} = 31.6$ g/eq.

Ejercicio propuesto 8.12 **Establezca el peso de 1 equivalente de $FeSO_4$, si en una reacción el Fe pasa de estado de oxidación de +2 al estado de oxidación de +3, según la ecuación**

$$Fe^{+2}SO_4 - 1e^- \Rightarrow Fe_2^{+3}(SO_4)_3^-$$

Scanned with CamScanner

Ejercicio guía 8.14 **Calcule el peso de un equivalente de HCl.**

Solución Puesto que el HCl sólo tiene un protón, es un ácido monoprótico y su peso equivalente, eq, es:

$$1\ \cancel{eq}\ HCl = \frac{36.5\ g}{1\ \cancel{eq}} = 36.5\ g$$

Ejercicio guía 8.15 **Calcule el peso de un equivalente para el NaOH.**

Solución La base NaOH sólo tiene un grupo OH^-. Por tanto, el peso de un equivalente, eq, es:

$$1\ \cancel{eq}\ NaOH = \frac{40\ g}{1\ \cancel{eq}} = 40\ g$$

Nótese que, para un ácido monoprótico, aquellos ácidos que sólo tienen un protón sustituible y para una base que tenga solamente un grupo OH^-, el peso de un equivalente es igual al peso molecular. En estos casos, la M y la N son iguales, como se verá en las próximas secciones.

Para una sal, el peso equivalente se calcula dividiendo su peso molecular sobre el estado de oxidación del metal.

Ejercicio guía 8.16 **Calcule cuál es el peso de un equivalente del cloruro de sodio, NaCl.**

Solución En el cloruro de sodio, el estado de oxidación del sodio es 1. Por tanto, el peso de 1 equivalente es

$$1\ \cancel{eq}\ NaCl = \frac{58.5\ g}{1\ \cancel{eq}} = 58.5\ g$$

Ejercicio guía 8.17 Calcule cuántos equivalentes de cada una de las sustancias hay en las siguientes cantidades:

a. 70 g de HCl b. 80 g de NaOH c. 30 g de $NaNO_3$

Solución Para cada uno de los casos, es preciso conocer primero cuánto pesa un equivalente, así:

a. El HCl es un ácido monoprótico. Por tanto, un equivalente es igual a su peso molecular.

1 eq HCl = 36.5 g. Luego,

$$70\ \cancel{g}\ HCl \times \frac{1\ eq\ HCl}{36.5\ \cancel{g}} = 1.91\ eq;$$ En 70 g de HCl hay 1.91 equivalentes del ácido.

b. Puesto que el NaOH sólo tiene un grupo OH^-, el peso de un equivalente de la base es igual al peso molecular.

1 eq NaOH = 40 g,
de donde $80\ \cancel{g}\ NaOH \times \frac{1\ eq\ NaOH}{40\ \cancel{g}} = 2\ eq$

En 80 gramos de NaOH hay 2 equivalentes de la base.

c. El $NaNO_3$ es la sal derivada del HNO_3, al sustituirle el H por el sodio. El estado de oxidación del Na es +1. Luego, el peso de 1 eq es el mismo peso molecular.

1 eq g $NaNO_3$ = 85 g, de donde:

$$30\ \cancel{g}\ NaNO_3 \times \frac{1\ eq}{85\ \cancel{g}} = 0.35\ eq$$

En 30 g de $NaNO_3$ hay 0.35 eq del ácido.

Scanned with CamScanner

Ejercicio propuesto 8.13 **Para cada uno de los siguientes casos, calcule el número de equivalentes:**

a. 100 g de HNO_3 b. 60 g de KCl c. 100 g de NaOH

Para los ácidos dipróticos, que tienen dos hidrógenos sustituibles y las bases con dos grupos OH^-, el peso de un equivalente es su peso molecular dividido por 2. Por tanto, C en la expresión (1) vale 2.

Ejercicio guía 8.18 **Calcule cuánto pesa 1 equivalente para el H_2SO_4 y para el $Ca(OH)_2$.**

Solución

Puesto que el ácido es diprótico, el peso de 1 equivalente es su peso molecular dividido por 2:

$$1 \text{ eq } H_2SO_4 = \frac{98 \text{ g}}{2} = 49 \text{ g}$$

Para la base es lo mismo, ya que el número de grupos OH^- es también 2:

$$1 \text{ eq } Ca(OH)_2 = \frac{74 \text{ g}}{2} = 37 \text{ gramos}$$

Observe que, para ácidos dipróticos y bases con dos grupos OH^-, el peso de un equivalente es la mitad de su peso molecular. Para estas sustancias, su normalidad N, es el doble de la molaridad, M.

Ejercicio propuesto 8.14 **Para cada uno de los siguientes casos, calcule el número de equivalentes que hay:**

a. 120 g H_2SO_4 b. 90 g $Mg(OH)_2$ c. 120 g $CaCO_3$

Ejercicio guía 8.19 **Calcule el número de moles y el de equivalentes gramo que hay en 200 mL de una solución de H_2SO_4 cuya concentración es 97% por peso y densidad 1.84 g/mL.**

Solución

Puesto que el ejercicio no explicita los gramos de soluto, es necesario calcularlos para luego convertirlos en moles y en equivalentes. Esto se puede lograr, así:

1. Con la densidad se calcula el peso de los 200 mL de solución:

$$m = v \times d = 200 \cancel{mL} \times \frac{1.84 \text{ g}}{1 \cancel{mL}} = 368 \text{ g de solución}$$

2. Éste es el peso total de la solución a partir del cual se establecen los gramos de ácido puro teniendo en cuenta la concentración:

$$368 \cancel{\text{g solución}} \times \frac{97 \text{ g } H_2SO_4}{100 \cancel{\text{g solución}}} = 357 \text{ g } H_2SO_4$$

3. Ésta es la cantidad de ácido puro que hay en los 200 mL de solución. En términos de moles, estos gramos equivalen a:

$$n = \frac{357 \cancel{g}}{98 \cancel{g}/\text{mol}} = 3.64 \text{ moles}$$

Como un equivalente de H_2SO_4 pesa 49 g, véase el ejercicio guía anterior.

Entonces:

$$\text{número de eq } H_2SO_4 = \frac{357 \text{ g}}{49} = 7.28 \text{ equivalentes para el } H_2SO_4$$

El número de equivalentes es el doble del número de moles.

rcicio propuesto 8.15 **Calcule el número de moles y el de equivalentes que hay en 500 mL de una solución de KOH que tiene una concentración de 12.64% por masa y una densidad de 1.14 g/mL.**

En general, el peso equivalente de un ácido, una base o una sal, se puede calcular a partir de la expresión (1), en la cual C representa el número de protones en el ácido, el número de grupos OH^- en la base y el estado de oxidación del metal en la sal.

Scanned with CamScanner

Normalidad, N

Es otra unidad de concentración muy útil para cálculos químicos, particularmente en analítica. Se representa por N y se define como el número de equivalentes gramo de soluto por cada litro de solución.

$$N = \frac{\text{número de equivalentes gramo de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

De la misma manera que la molaridad, una solución que contenga 1 equivalente gramo de soluto en un litro de solución es 1 normal, pero se representa 1 N. Si hay dos equivalentes por litro, será 2 N; si hay 3 equivalentes por litro, será 3 N y si sólo tiene 0.1 equivalente en un litro, será 0.1 N.

Ejercicio guía 8.20

¿Cuál es la normalidad de una solución de HCl que tiene 0.2 equivalentes del ácido en 2 litros de solución?

Solución

El enunciado presenta directamente el número de equivalentes de soluto y el volumen de solución en litros. Por tanto, la normalidad se calcula directamente de la expresión

$$N = \frac{0.2 \text{ equivalentes}}{2 \text{ litros}} = 0.1 \text{ equivalente por litro o } 0.1 \text{ N}$$

Ejercicio guía 8.21

Calcule la normalidad de una solución de HCl que tiene 20 gr de HCl en 500 mL de solución.

Solución

Como el soluto está dado en gramos, se requiere pasar los gramos a equivalentes:

$$20 \text{ g de HCl} \times \frac{1 \text{ eq HCl}}{36.5 \text{ g}} \quad 0.55 \text{ eq}$$

También se requiere convertir mililitros de solución a litros

$$500 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1{,}000 \text{ mL}} = 0.5 \text{ L}$$

La normalidad ahora es $N = \frac{0.55 \text{ eq}}{0.5 \text{ L}} = 1.1 \text{ N}$

Ejercicio guía 8.22

El HCl concentrado de laboratorio es una solución que tiene una concentración de 37% por masa y una densidad de 1.19 g/mL. Calcule la normalidad de esta solución.

Solución

La cantidad de soluto presente en la solución no está explicita y se requiere calcularla a partir del porcentaje por peso. Tampoco está especificada la cantidad de solución, pero la definición de normalidad está dada con base en un litro de solución.

Este tipo de ejercicios, al igual que los de molaridad, pueden resolverse por el procedimiento que se describe a continuación.

1. A partir de la densidad, se calcula la masa de un litro de solución.

$$m = v \times d = 1{,}000 \text{ mL} \times \frac{1.19 \text{ g}}{\text{mL}} \quad 1{,}190 \text{ g de solución}$$

2. Se calculan, a partir de la concentración de la solución del ácido dada, los gramos de ácido puro que hay en un litro de solución.

$$\% \text{ soluto} = \frac{\text{g soluto}}{\text{g solución}} \times 100; \quad 37 = \frac{\text{g soluto}}{1{,}190 \text{ g}} \times 100$$

$$\text{g soluto} = \frac{37 \times 1{,}190 \text{ g}}{100} = 440.3 \text{ g HCl puro}$$

Scanned with CamScanner

3 En un litro de esa solución hay 440.3 g de HCl puro. A partir de este ácido puro, se calcula el número de equivalentes por litro de solución. El número de equivalentes coincide, en este caso, con el número de moles.

$n = \frac{W}{M} = \frac{440.3}{36.5}$ = 12.06 equivalentes en un litro. Así, la solución es 12.06 N.

Ejercicio propuesto 8.16

a. Calcule la normalidad de una solución de HNO_3 que tiene 1 equivalente de ácido en 1,500 mL de solución.

b. Calcule la normalidad de una solución que tiene 35 g de HNO_3 en 1,200 mL de solución.

c. Una solución de HNO_3 de laboratorio tiene una concentración de 65% por masa y una densidad de 1.40 g/mL. Calcule su normalidad.

Ejercicio guía 8.23

Calcule la normalidad del $KMnO_4$, si en una reacción química el Mn pasa del estado de oxidación de +7 al estado de oxidación +2 según la ecuación $KMnO_4 + 5e^- \Rightarrow Mn^{+2}$ y si se disuelven 5 g de $KMnO_4$ en 500 mL de agua.

Solución

La solución requiere calcular el peso de 1 equivalente de $KMnO_4$ y, luego, los equivalentes que hay en 5 g que, a su vez, están disueltos en 500 mL.

Peso de 1 eq de $KMnO_4$ =

peso del $KMnO_4$ /5 = $\frac{158\ g/mol}{5\ eq/mol}$ = 13.6 g/eq

El número de equivalentes en 5 g es:

5 g ($KMnO_4$) × 1 eq /13.6 g ($KMnO_4$) = 0.367 eq

la normalidad es: 0.367 eq /0.5 L = 0.734 N

Ejercicio propuesto 8.17

Calcule la normalidad para una solución de $K_2Cr_2O_7$, si en una reacción el cromo pasa del estado de oxidación +7 al estado de oxidación +3, según la ecuación: $K_2Cr_2^{+6}O_7 + 6e^- \Rightarrow 2Cr^{+3}$ y se disuelven 7 g de $K_2Cr_2O_7$ en 400 mL de agua.

Fracción molar, X

Se denomina fracción molar al cociente entre el número de moles de un componente de una mezcla y el número total de moles de todos los componentes. La fracción molar, por lo general, se denomina X.

En las soluciones de dos componentes, un soluto y un solvente, si n_A es el número de moles de soluto y n_B es el número de moles del solvente, entonces, la fracción molar del soluto X_A es:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \text{ y la fracción molar del solvente } X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

La suma de las fracciones molares es igual a 1.

Ejercicio guía 8.24

Una solución contiene 30 gramos de NaCl y 40 gramos de H_2O. ¿Cuáles son las fracciones molares del H_2O y NaCl?

Solución

Tanto el soluto como el solvente están dados en gramos. Se quiere convertirlos a moles.

$$\text{moles de NaCl} = 30\ \cancel{g}\ \text{NaCl} \times \frac{1\ \text{mol NaCl}}{58.5\ \cancel{g}\ \text{NaCl}} = 0.51\ \text{moles}$$

$$\text{moles de } H_2O = 40\ \cancel{g}\ H_2O \times \frac{1\text{mol } H_2O}{18\ \cancel{g}\ H_2O} = 2.2\ \text{moles}$$

Scanned with CamScanner

La fracción molar del soluto NaCl es:

$$X_{NaCl} = \frac{0.5 \text{ moles}}{0.5 \text{ moles} + 2.2 \text{ moles}} = \frac{0.5}{2.7} = 0.19$$

y para el solvente H_2O es

$$X_{H_2O} = \frac{2.2 \cancel{\text{moles}}}{2.7 \cancel{\text{moles}}} = 0.81$$

Nótese que $X_{NaCl} + X_{H_2O} = 1$. Por tanto, conociendo la fracción molar del soluto o del solvente, la otra se puede obtener restando de la unidad.

Ejercicio propuesto 8.18 **Calcule la fracción molar del soluto y del solvente en cada una de las siguientes soluciones:**

a. 10 g de NaOH y 80 g de H_2O

b. 5 g de C_2H_6O etanol y 90 g de H_2O

c. 0.5 moles de H_2SO_4 y 3 moles de H_2O

d. 0.2 moles de HCl y 2.5 moles de H_2O.

Molalidad, m

La molalidad de una solución está definida como el número de moles por kilogramos de soluto. Esta unidad de concentración se representa por m y es independiente de la temperatura, ya que la masa no varía al hacerlo la temperatura.

$$m = \frac{\text{Número. moles soluto}}{\text{kg solvente}}$$

Ejercicio guía 8.25 **Calcule la molalidad de una solución que tiene 0.1 moles de NaCl en 0.2 kg de agua.**

Solución

Puesto que la cantidad de soluto está dada en moles y el solvente en kg, la molalidad se halla reemplazando directamente en la expresión de molalidad.

$$m = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{0.1 \text{ moles}}{0.2 \text{ kg}} = 0.5 \text{ m}$$

Ejercicio guía 8.26 **Calcule la molalidad de la solución resultante al disolver 4.0 gramos de NaOH en 250 mL de H_2O.**

Solución

Para calcular la molalidad, se requiere expresar 4.0 gramos de NaOH en moles y los 250 mL de agua en kg.

$$n = 4 \cancel{g}\,\text{NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40.0 \cancel{g}\,\text{NaOH}} = 0.1 \text{ moles de NaOH}$$

Puesto que la densidad del agua es 1 g/mL, los 250 mL son iguales a 250 g. Estos 250 g, expresados en kg, son iguales a 0.25 kg. Así, la molalidad es igual a

$$m = \frac{0.1 \text{ moles}}{0.25 \text{ kg}} = 0.4 \text{ m}$$

Ejercicio propuesto 8.19 **Calcule la molalidad para las siguientes soluciones:**

a. 0.3 moles de HCl en 0.1 kg de agua

b. 0.02 moles de NH_3 en 2 kg de agua

c. 0.1 moles de KCl en 1.5 kg de agua.

Ejercicio propuesto 8.20 **Calcule la molalidad para las siguientes soluciones:**

a. 10 gramos de HCl en 250 gramos de agua

b. 50 gramos de KOH en 2,000 gramos de agua

c. 30 gramos de H_2SO_4 en 800 gramos de agua.

Scanned with CamScanner

8.5 LOS COLOIDES

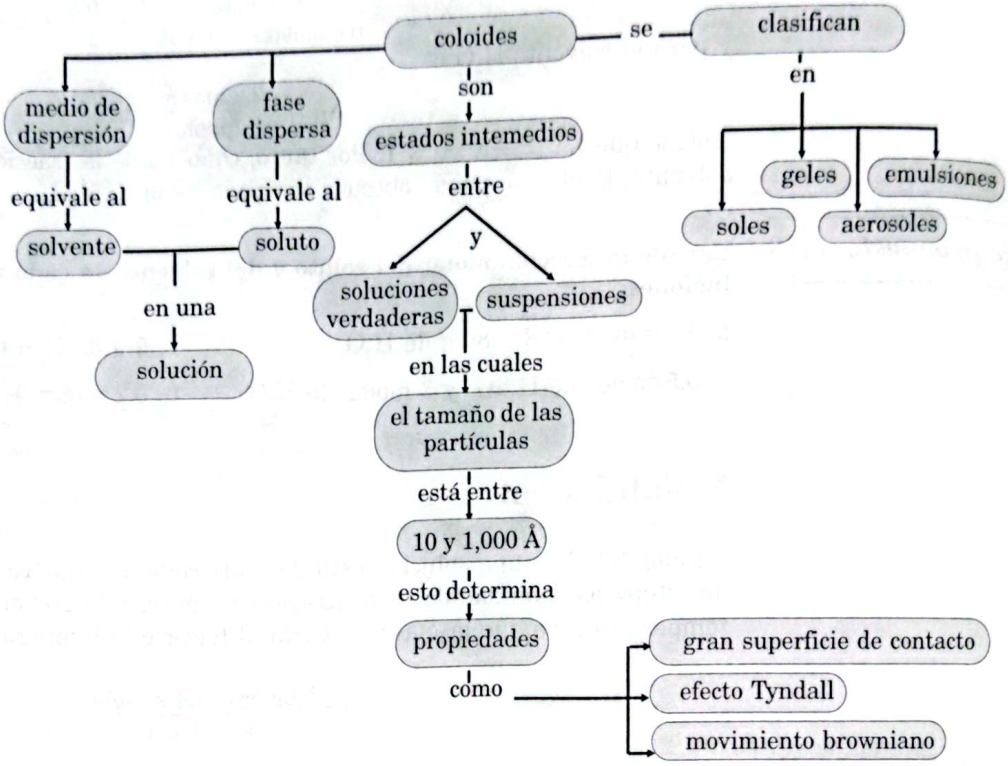


Diagrama 8.5 *Los coloides.*

Como quedó establecido, en las soluciones se presenta una mezcla homogénea del soluto y el solvente.

Los coloides son un punto medio entre la materia que está dispersa en una solución y la de una suspensión. En la solución, las partículas están dispersas en una forma homogénea y no se sedimentan al dejarlas en reposo, ya que están unidas parcialmente a las moléculas del solvente.

En las suspensiones las partículas son relativamente grandes y, por tanto, bajo la fuerza de gravedad se sedimentan al dejarlas en reposo. Puesto que en las dispersiones coloidales el tamaño de las partículas es muy pequeño, la fuerza de la gravedad sobre ellas no es apreciable y, por tanto, no se observa sedimentación cuando un coloide se deja en reposo.

En las soluciones verdaderas, se emplean los términos soluto y solvente. Por analogía, al hablar de coloides, se usan las expresiones partículas dispersas o fase dispersa y medio dispersante o fase dispersante. Así, el término fase dispersa es equivalente al término soluto en una solución y la fase dispersante es equivalente a solvente.

Las dispersiones coloidales son diferentes de las soluciones verdaderas en varios aspectos:

En una solución, el tamaño de las partículas es muy pequeño. Se trata de moléculas, átomos o iones que no se pueden distinguir ni siquiera al microscopio. En los coloides, por el contrario, el tamaño de las partículas de la fase dispersa oscila entre 10 y 1,000 ángstrom y corresponden a moléculas gigantes o agregados de moléculas más pequeñas, que no pueden separarse por filtración ni distinguirse del medio.

Quizá el rasgo de mayor diferenciación entre un coloide y una solución verdadera es el efecto Tyndall, que consiste en la dispersión de la luz cuando pasa a través de un

Scanned with CamScanner

coloide. Gracias a este efecto, es posible ver el camino seguido por la luz a través de la dispersión, como se observa en la figura 8.5.

La propiedad que tienen los coloides de dispersar la luz fue descubierta en 1859 por Michael Faraday y estudiada más tarde por John Tyndall, a quien se debe su nombre. Las soluciones verdaderas no presentan este efecto. Cuando se observa una dispersión coloidal al ultramicroscopio, las partículas de la fase dispersa aparecen como puntos luminosos en continuo movimiento, en línea recta y al azar. Éste se conoce como movimiento browniano, en honor de Robert Brown, quien fue el primero en observarlo.

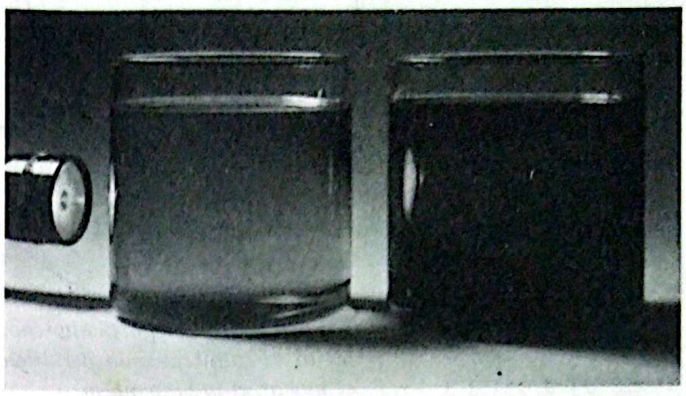


Figura 8.5 *La dispersión de la luz por las partículas coloidales se llama efecto Tyndall.*

Debido a que las partículas coloidales poseen una gran superficie de contacto con el medio dispersante, las dispersiones coloidades tiene una gran capacidad de adsorción, es decir, sobre su superficie se pueden adherir otras sustancias o partículas, especialmente iones.

Los coloides se encuentran presentes en la naturaleza y tienen nombres comunes: niebla, humo, espuma, cola, cerveza y jaleas.

En la tabla 8.3 se relacionan los principales coloides y algunos ejemplos.

Partícula dispersa	Medio dispersante	Nombre	Ejemplo
Líquido	gas	aerosol líquido	niebla, bruma
Líquido	líquido	emulsión	leche, mayonesa, crema de manos
Líquido	sólido	gel	gelatina, geles para el cabello
Sólido	gas	aerosol sólido	polvo, humo
Sólido	líquido	sol	pinturas de látex

Tabla 8.3 *Tipos de coloides.*

Como se puede observar en la tabla 8.3, los coloides se clasifican en soles, geles, emulsiones y aerosoles.

En un sol, una sustancia sólida se dispersa en un líquido; en la leche de magnesia, por ejemplo, las partículas de hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$ se encuentran dispersas en agua.

Las emulsiones corresponden a la dispersión de un líquido en otro líquido. Así, en la mayonesa, los aceites comestibles se dispersan en el agua. Otro ejemplo común de una emulsión es la leche.

Scanned with CamScanner

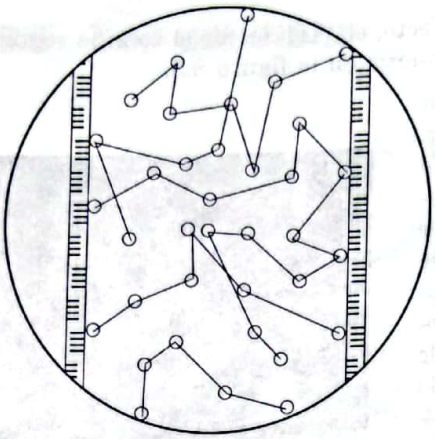


Figura 8.6 *Las partículas coloidales al ultramicroscopio permiten ver el movimiento browniano.*

Un gel se forma cuando un líquido se dispersa en un sólido. Éste es el caso de las jaleas y las gelatinas.

En los aerosoles, se tiene partículas sólidas o partículas líquidas dispersas en un medio gaseoso. La niebla, por ejemplo, se forma cuando pequeñas gotas de agua se dispersan en el aire. El humo es otro ejemplo de aerosol. En la figura 8.7, se ilustran algunas dispersiones coloidales comunes.

Los coloides en la vida diaria son de gran utilidad e importancia. Muchas cremas de afeitar son coloides; la sangre es un coloide. Muchas pinturas son emulsiones o se aplican en forma de aerosoles. En la naturaleza, los coloides juegan papel importante en la dinámica y el mantenimiento de los suelos, en el ciclo de agua, en la formación de la niebla.

En la alimentación, la leche, las jaleas y la gelatina, por ejemplo, son dispersiones coloidales.

Ejercicio propuesto 8.21

La información de la rejilla se refiere a soluciones y coloides. Con base en ella, resuelva los siguientes interrogantes:

1. Soluto	2. Efecto Tyndall	3. Fase dispersa	4. Amalgama
5. Movimiento browniano	6. Fase dispersante	7. Solvente	8. Neblina

1. Enumere las casillas en las cuales se encuentren propiedades de los coloides y explíquelas.
2. Escriba un párrafo comparando las soluciones y los coloides, tomando como base la información de las casillas 1, 3, 6 y 7.
3. ¿En qué casilla hay ejemplo de un coloide?
4. ¿En qué casilla hay ejemplo de una solución?

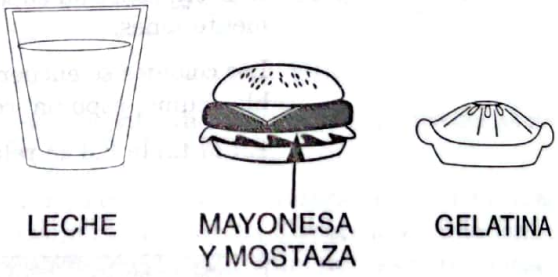


Figura 8.7 *Dispersiones coloidales de uso frecuente.*

Taller 8.2 Formas de expresar la concentración de las soluciones

Logros

- Diferenciar y aplicar las unidades físicas y químicas más usadas para expresar la concentración de las soluciones.
- Aplicar comprensivamente expresiones matemáticas en la resolución de ejercicios relacionados con las soluciones.
- Mejorar la capacidad de trabajo en grupo y de pensar lógicamente.

Conocimientos previos

Conjuntamente con sus compañeros, precise los conceptos de solución concentrada y diluida. ¿Qué es un porcentaje?,

Scanned with CamScanner

¿qué porcentaje de sus compañeros juegan fútbol?, ¿qué porcentaje de los estudiantes de su salón de clase son hombres y cuánto corresponde al porcentaje de mujeres?

Procedimiento

1. Estudie comprensivamente los conceptos relacionados con porcentaje peso a peso, porcentaje peso a volumen, porcentaje volumen a volumen, partes por millón, molaridad, normalidad, fracción molar y molalidad.
2. Desarrolle comprensivamente los ejercicios guía y adopte o formule una estrategia válida para su ejecución.
3. Aplique la estrategia que haya considerado la mejor para realizar los ejercicios propuestos.
4. Discuta con sus compañeros las formas posibles de solucionarlos y compare sus resultados con los obtenidos por ellos.
5. Resuelva los siguientes ejercicios

a. ¿Cuál es el porcentaje por peso de soluto en una solución preparada al disolver 50 gramos de NaOH en 200 gramos de H_2O?

b. ¿Cuántos gramos de K_2SO_4 hay en 150 gramos de una solución de sulfato al 1%?

c. ¿Cuál es el porcentaje peso a volumen de una solución que contiene 9 gramos de $NaNO_3$ en 150 mililitros de agua?

d. ¿Cuál es el porcentaje por volumen de una solución que se prepara mezclando 5 mililitros de metanol con 80 mililitros de agua?

e. Escriba la expresión para calcular la molaridad y la normalidad de una solución. ¿En qué se diferencian fundamentalmente?

f. Calcule la molaridad y la normalidad de una solución de HCl cuya densidad es 1.8 gramos/mililitro y cuya concentración por peso es 35%.

g. Discuta con sus compañeros el concepto de peso equivalente para un ácido, una base y una sal.

h. Establezca cuánto pesa un equivalente gramo para las siguientes sustancias: H_2S, Na_2S, $Ba(OH)_2$, H_2SO_3.

i. Calcule la molalidad para las siguientes soluciones:
   1) 0.1 moles de ácido acético en 0.7 kilogramos de agua
   2) 0.4 gramos de $RbCl_2$ en 300 gramos de H_2O.

j. Explique las propiedades de los coloides

k. Calcule la molaridad y la normalidad para una solución de HCl. Utilice la información que se presenta a continuación:
   1) Escriba los números de las casillas que contienen la información esencial par realizar los cálculos solicitados.

1. $P_M HCl = 36.5$ g/mol	2. 12.0	3. $d_{HCl} = 1.19$ g/mL
4. Concentración HCl = 37% p/p	5. 2.0 M	6. v = 200 mL de HCl

   2) Resuelva el problema.
   3) Escriba el número de la casilla que contiene el valor de la molaridad del ácido.
   4) ¿Cuál de las ventanillas contiene información falsa?
   5) Calcule el número de moles de HCl presentes en el número de la solución que aparece en la casilla 6.

l. A fin de evaluar sus conocimientos acerca de las formas de expresar concentraciones de soluciones, realice los ejercicios de la sección 8.4 de la autoevaluación.

Autoevaluación

8.1 Introducción

Comente con sus compañeros acerca de la contaminación del agua y la necesidad de conservar este recurso.

8.2 Las soluciones

1. ¿Qué es una solución?
2. Nombre algunas sustancias solubles en el agua.
3. ¿Qué es el soluto y qué es el solvente?

Scanned with CamScanner

8.3 Clases de soluciones y factores de solubilidad

1. Nombre algunas soluciones líquidas, sólidas y gaseosas.
2. ¿Cuáles de los siguientes ejemplos clasifica usted como soluciones: aire y hielo, la orina, el whisky, el hierro?
3. ¿Qué es la solubilidad de una sustancia?
4. Establezca la diferencia entre concentración y solubilidad.
5. ¿Qué es una solución saturada? Explíque con un ejemplo. Utilice los datos de la tabla 8.2.
6. ¿Qué es una solución insaturada? Explique con un ejemplo.
7. Con bases en los datos de la tabla 8.2, diga cuál de las siguientes soluciones son saturadas e insaturadas:
   a. 20 g de NaCl en 100 g de H_2O a 20° C
   b. 19 g de $KMnO_4$ en 100 g de H_2O a 20° C
   c. 3 g de $AgNO_3$ en 100 g de H_2O a 60° C
   d. 20 g de KBr en 100 g de H_2O a 60° C
   e. 38 g de NaCl en 100 g de H_2O a 60° C
8. Ordene las siguientes soluciones según su concentración:
   a. 1 g de $AgNO_3$ en 100 g de H_2O
   b. 0.1 g de $AgNO_3$ en 100 g de H_2O
   c. 0.3 g de $AgNO_3$ en 100 g de H_2O
   d. 10 g de $AgNO_3$ en 100 g de H_2O
   e. 20 g de $AgNO_3$ en 100 g de H_2O
9. ¿Cómo prepararía usted una solución sobresaturada de $NaNO_3$ en agua?

8.4 Formas de expresar la concentración y sus unidades

A. Porcentaje

1. Calcule el % por peso de soluto en una solución que se prepara disolviendo 40 g de KBr en 70 gr de H_2O.
2. Cuando se evaporan 5 g de solución de NaCl, se obtiene un residuo de 0.2 gramos. ¿Cuál es el % de soluto y solvente de esta solución?
3. ¿Cuántos gramos de NaOH se requieren para preparar 250 g de solución al 3% por masa?
4. ¿Cuántos gramos de agua se requieren para disolver 40 g de NaCl y obtener una solución al 25% por peso?
5. ¿Cuántos gramos de $CuSO_4$ hay en 500 gramos de solución de sulfato de cobre al 5%?
6. ¿Cuál es el % peso a volumen de una solución que contiene 16 g de KOH en 75 mL de solución?
7. Se mezclan 10 mL de alcohol en 150 mL de agua. ¿Cuál es el porcentaje por volumen de agua y alcohol?
8. ¿Cuántos mL de alcohol se requieren para preparar 200 mL de solución acuosa al 10%?

B. Molaridad

1. Calcule la molaridad para cada una de las siguientes soluciones:
   a. 40 gramos de etanol C_2H_6O en 400 mL de solución
   b. 6 gramos de NaCl en 500 mL de solución
   c. 40 gramos de NaBr en 900 mL de solución
   d. 2 gramos de $CaCl_2$ en 200 mL de solución.
2. Calcule la molaridad para cada una de las siguientes soluciones:
   a. 0.3 moles de HNO_3 en 500 mL de solución
   b. 0.1 moles de H2S en 250 mL de solución
   c. 1 mol de NaOH en 1,000 mL de solución
   d. 2 moles de NaOH en 200 mL de solución.

Scanned with CamScanner

3. ¿Cuántos gramos de soluto hay en cada unas de las siguientes soluciones:
   a. 100 mL de NaCl 0.1 molar?
   b. 2000 mL de solución de glucosa C6H12O6 0.2 M?
   c. 400 mL de KOH 0.25 M?
   d. 700 mL de KNO_3 1M?
4. Calcule la molaridad de una solución de HCl de densidad 1.16 g/mL y cuya concentración es 32% por peso.
5. Calcule la molaridad de H_3PO_4, cuya densidad es 1.75 g/mL y concentración por peso de 89%.
6. ¿Cuál es la molaridad de una solución de H_2SO_4 cuya densidad es 1.11 g/mL y concentración por peso 16%?
7. Calcule la molaridad de una solución de NH_3 cuya densidad es 0.92 g/mL y concentración 19% por peso.
8. ¿Cuál es la molaridad de una solución de NaOH cuya densidad es 1.11 g/mL y concentración 12.1%?

Pesos equivalentes

1. **Calcule el peso de 1 equivalente para las siguientes sustancias: CaCl2, HNO3, Al(OH)3, Ca(OH)2, H3PO4, NaCl, LiOH.**
2. Calcule el número de equivalentes para cada uno de los siguientes casos:
   a. 60 g de $CaCl_2$ b. 120 g de HNO_3 c. 200 g de $AL(OH)_3$
   d. 50 g de $Ca(OH)_2$ e. 90 g de H_3PO_4 f. 100 g de NaCl
   g. 20 g de LiOH
3. ¿Cuántos equivalentes gramo de HCl hay en 100 mL de solución 3 molar?
4. ¿Cuántos equivalentes gramo de KCl hay en 1 L de solución 0.5 M?

D. Normalidad

1. ¿Cuál es la normalidad de las siguientes soluciones:
   a. 90 g de H_3PO_4 en 500 mL de ecuaciones?
   b. 100 g de NaCl en 2.0 L de solución?
   c. 20 g de LiOH en 250 mL de solución?
   d. 50 g de $Ca(OH)_2$ en 900 mL de solución?
2. ¿Cuál es la normalidad de las siguientes soluciones?
   a. 0.5 equivalentes de $CaCl_2$ en 100 mL de solución?
   b. 0.1 equivalentes de NaOH en 1 L de solución?
   c. 0.1 equivalentes de NaOH en 50 mL de solución?
   d. 1 equivalente de H_2O en 2,010 mL de solución?
3. ¿Cuántos gramos de soluto hay en cada una de las siguientes soluciones:
   a. 200 mL de NaOH 0.6 M?
   b. 800 mL de H_2SO_4 3M?
   c. 500 mL de NaCl 0.5 M?
   d. 250 mL de $Al(OH)_3$ 1 M?
4. Calcule la normalidad en los ejercicios de la sección Molaridad.
5. Calcule la normalidad para una solución de NH_3 de densidad 0.902 g/mL y concentración de 26.6%
6. **¿Cuál es la normalidad de una solución de KOH cuya densidad es de 1.41 g/mL si su concentración es 41.2% por peso?**

E. Molalidad

1. Calcule la molalidad para las siguientes soluciones:
   a. 0.1 moles de H_2S en 2 kg de agua
   b. 2 moles de HNO_3 en 2 kg de agua

Scanned with CamScanner

c. 1 mol de $NaNO_3$ en 1 kg de agua

d. 1 mol de azúcar en 2 kg de agua

e. 0.1 mol de ácido acético en 1 kg de agua.

2. Calcule la molalidad de las siguientes soluciones:

a. 10 gramos de KCl en 2 kg de agua

b. 0.2 gramos de NaBr en 1 kg de agua

c. 100 gramos de $KMnO_4$ en 3 kg de agua

d. 0.1 mol de H_3PO_4 en 2,000 gramos de agua

e. 0.2 gramos de $MgCl_2$ en 800 gramos de agua.

Términos clave y diagramas conceptuales

1. Explique por lo menos el significado de 5 de los términos y expresiones de la sección términos clave. Dé algunos ejemplos.
2. A partir de los diagramas conceptuales de esta unidad, escriba el máximo de frases con sentido químico.

QUÍMICA Y AMBIENTE

Un hueco en la capa de ozono

En 1985, lo científicos de la Gran Bretaña examinaron todos los datos obtenidos acerca de la cantidad de ozono en la estación de la bahía de Halley en la Antártida y observaron que, desde 1975, se ha venido produciendo una disminución en la cantidad de ozono en la estratosfera cada año en la primavera.

En 1991, una comisión de expertos de las Naciones Unidas reportó que, durante la década de los 80, la capa de ozono se vio significativamente dismuida en las latitudes medias del planeta, incluso durante el verano, cuando la velocidad de disminución del ozono es la mínima.

Según los científicos, la disminución anual de la concentración de ozono atmosférico es el resultado de la liberación de cloro atómico proveniente de la descomposición de los clorofluorocarbonados acumulados en la atmósfera.

Por otra parte, esta disminución en los niveles de ozono coincide con el incremento de la concentración de las clorofluorocarbonados en la atmósfera.

La drástica disminución anual del espesor de la capa de ozono en el polo Sur está asociada con una serie de condiciones particulares que se presentan durante el invierno de la estratosfera en la Antártida.

Sobre el polo Sur, la parte más baja de la estratosfera en el invierno alcanza temperaturas cercanas a $-78°$ centígrados a 20 km de altura. Estas bajas temperaturas, acompañadas de un sistema de fuerte circulación de aire alrededor del polo, dan origen a la formación de una vorticela polar con un diámetro que cubre prácticamente todo el polo.

El resultado de este tipo de circulación polar es que, durante todo el invierno, queda aire muy frío atrapado dentro de la vorticela en ausencia de luz.

Estas circunstancias favorecen la formación de nubes de hielo entre los 12 y 20 km de altura. Las nubes así formadas en la estratosfera del polo Sur ofrecen una superficie sobre la cual se adhieren los componentes químicos del aire y se producen reacciones químicas que, en otras circunstancias, son excesivamente lentas.

La secuencia de eventos que se suceden sobre las superficies de las nubes y la liberación del cloro atómico,

Scanned with CamScanner

junto con la destrucción del ozono, se describen enseguida:

1. Las bajas temperaturas en la oscuridad permiten la formación de pequeñísimas partículas de hielo que originan nubes.
2. Partículas de hielo ya formadas.
3. Las especies químicas del cloro se adhieren a la superficie de las partículas de hielo.
4. Al llegar la primavera, con la luz del Sol, las partículas de hielo se evaporan y dejan en libertad el cloro molecular y sus demás especies.
5. El cloro molecular y las demás especies se descomponen, y dejan en libertad cloro atómico.
6. El cloro atómico destruye una molécula de ozono y produce monóxido de cloro y oxígeno.
7. La molécula de monóxido de cloro, en presencia de oxígeno atómico, libera cloro atómico y oxígeno molecular. El átomo de cloro vuelve a atacar otra molécula del O_3 y el ciclo se repite.
8. Eventualmente, el cloro reacciona con el metano de la atmósfera, para formar HCl, que se disuelve y cae con el agua lluvia. Puesto que en cada primavera se liberan grandes cantidades de átomos de cloro, el ataque al ozono es masivo, lo cual explica el decrecimiento drástico que da origen a la formación del hueco en la capa de ozono cada año.

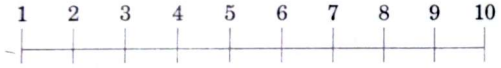
Este hueco no es permanente: con la llegada de la primavera, la temperatura en el polo aumenta, se rompe la vorticela y el aire disminuido en ozono se dispersa hacia el norte, diluyendo sus niveles de ozono en la estratosfera sobre Suramérica, Nueva Zelanda y Australia.

- Comente con sus compañeros las ideas más importantes de esta lectura.
- Consulte revistas o documentos en los cuales se trate el tema del ozono.

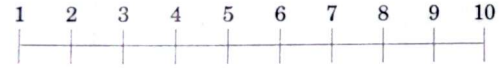
PARA EL PORTAFOLIO

- Asigne un valor en la escala de 1 a 10 a cada uno de los siguientes aspectos. Confronte su calificación con la de otros compañeros, analice los resultados y de ser necesario proponga alternativas frente a aquellos aspectos de baja calificación:

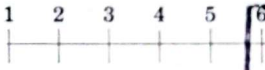
1. Oportunidad para trabajar en pequeños grupos.



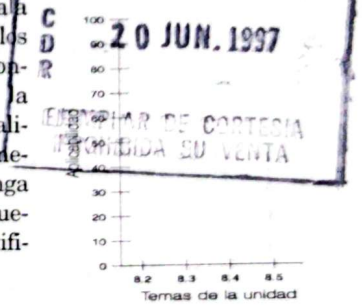
2. Oportunidad para participar en el desarrollo de los temas.



3. Respeto por las ideas y las opiniones de los demás.



- Asigne un valor en la escala de 1 a 10 a cada uno de los siguientes aspectos. Confronte su calificación con la de otros compañeros, analice los resultados y de ser necesario proponga alternativas frente a aquellos aspectos de baja calificación.



McGraw-Hill
INTERAMERICANA S. A.
20 JUN. 1997
EJEMPLAR DE CORTESIA
PROHIBIDA SU VENTA

Scanned with CamScanner

Scanned with CamScanner

Unidad 9
Reacciones y ecuaciones químicas

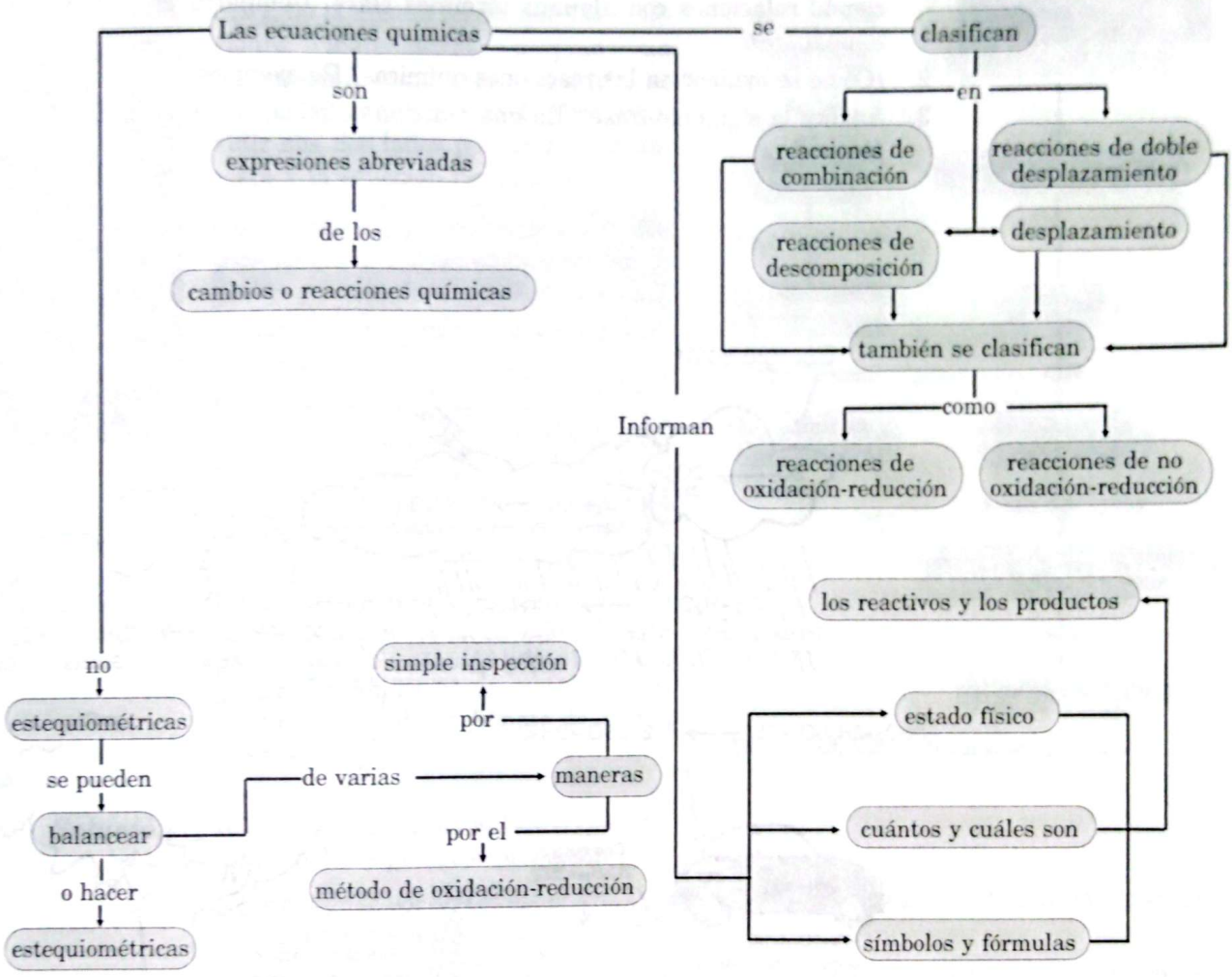


Diagrama 9.1 *Reacciones y ecuaciones químicas.*

Scanned with CamScanner

Términos clave

Cambio químico, reacción química, ecuación química, coeficientes, subíndices, reactivos, productos, clases de reacciones químicas, síntesis, descomposición, desplazamiento, doble desplazamiento, serie de actividad de los metales, oxidación, reducción, agente oxidante, agente reductor, elemento oxidado, autooxidación, reducción, elemento reducido, ecuación estequiométrica.

Logros

- Expresar algunos cambios químicos de la materia a través de las ecuaciones químicas.
- Balancear ecuaciones químicas por diferentes métodos.
- Establecer diferencias entre los tipos generales de reacciones químicas.
- Construir, a partir de los conocimientos previos, una visión más rigurosa de los cambios químicos de la materia.
- Desarrollar la capacidad de abstracción y de establecer relaciones lógico-matemáticas.

Conocimientos previos

1. Analice la figura 9.1, luego describa brevemente por escrito su interpretación; haciendo relaciones con algunos términos clave. Comparta este trabajo con sus compañeros.
2. ¿Cómo se evidencian las reacciones químicas? Dé ejemplos.
3. Analice la siguiente frase: "En una reacción química, no se crean ni se destruyen átomos".

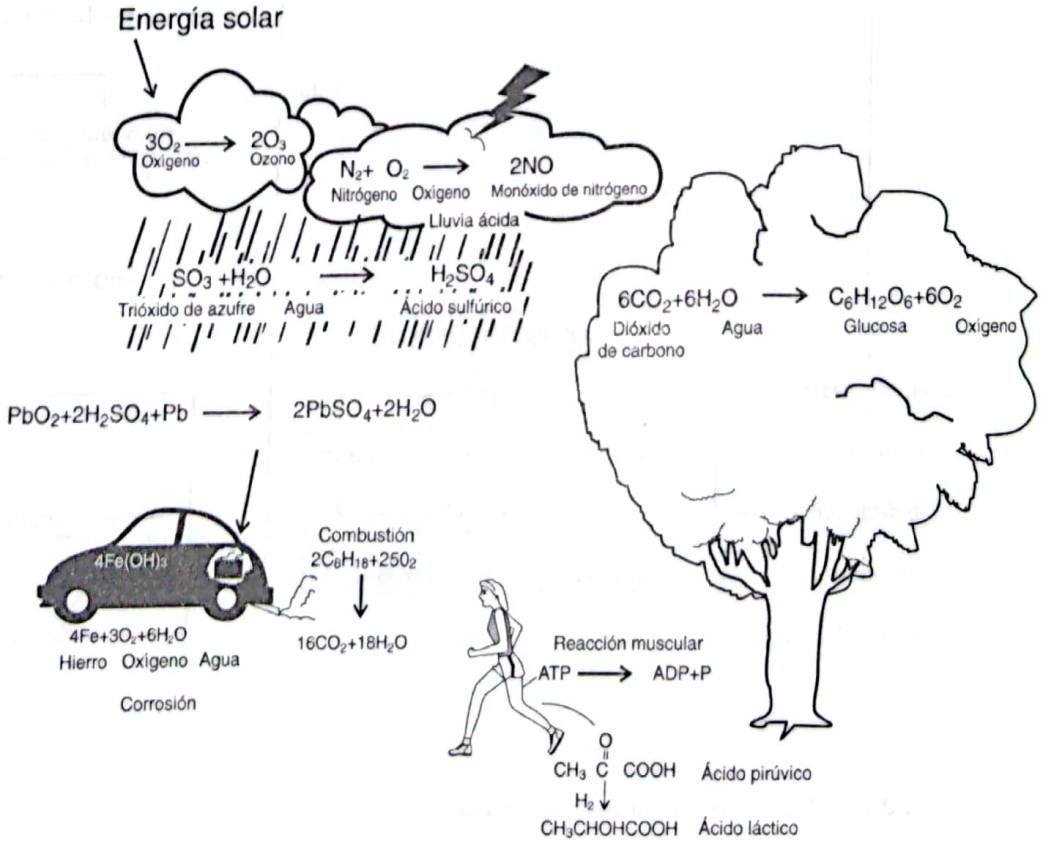


Figura 9.1 *Algunas reacciones químicas que ocurren a nuestro alrededor.*

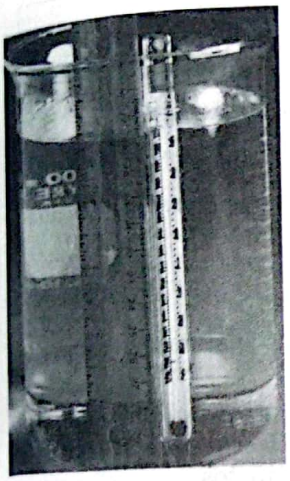
Scanned with CamScanner

9.1 INTRODUCCIÓN

A nuestro alrededor continuamente están sucediendo cambios en la materia, que implican la transformación de unas sustancias en otras de naturaleza diferente. El proceso mediante el cual se producen estos cambios químicos se conoce como reacción química. Algunos ejemplos de reacciones químicas son la combustión de la gasolina en un carro, la transformación de los alimentos en sustancias asimilables para el cuerpo humano, la corrosión del hierro y del acero, la conversión del dióxido de carbono en carbohidratos y oxígeno, durante el proceso de fotosíntesis o la formación de metano por la descomposición de la materia orgánica en los pantanos.

9.2 ECUACIONES QUÍMICAS

¿Qué son las ecuaciones químicas?



Las expresiones abreviadas que dan informaciones acerca de las reacciones químicas se llaman *ecuaciones químicas* y, de la misma forma que las ecuaciones matemáticas aceptan un tratamiento como tales, es decir, se pueden sumar, restar, multiplicar o dividir sus dos lados por un mismo número y la ecuación permanece.

Las ecuaciones químicas son formas de describir las reacciones abreviadamente. Nos informan acerca de los siguientes aspectos:

- Reactivos y productos separados por una flecha.
- Cantidad de cada uno

Se llama ecuación porque la cantidad de átomos en los reactivos es igual a la cantidad de átomos en los productos en una ecuación balanceada.

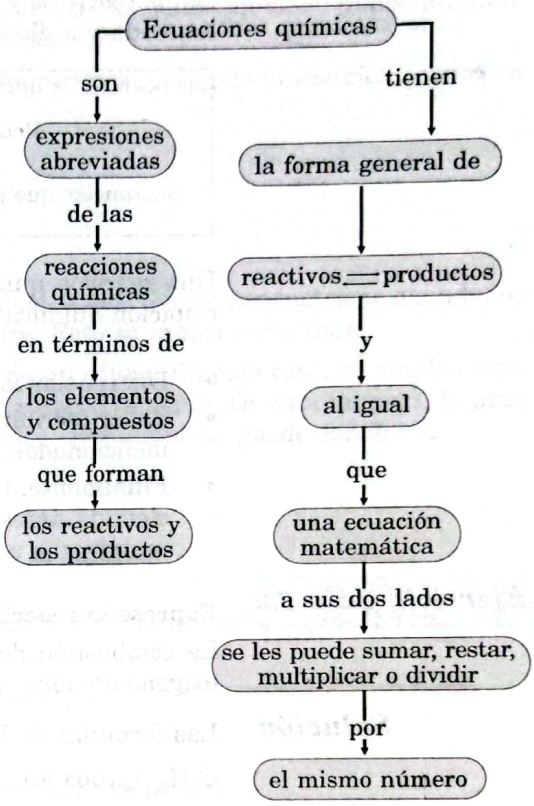


Diagrama 9.2 *Ecuaciones químicas.*

Ejercicio guía 9.1

Describa con frases y, luego, con una ecuación química la reacción que se produce en el estómago entre los jugos gástricos y una tableta antiácida preparada a base de carbonato de calcio, $CaCO_3$.

Solución

Antes de comenzar a resolver el ejercicio, conteste las siguientes preguntas:

¿Qué entiende por acidez estomacal? ¿Cuáles son los jugos gástricos? ¿Conoce el nombre de alguna tableta antiácida?

Cuando el carbonato de calcio se pone en contacto o reacciona con el ácido clorhídrico, HCl, en el estómago, se descompone produciendo dióxido de carbono, agua y cloruro de calcio.

Químicamente, la forma de "decir" esto es:

$$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

Durante el proceso, el ácido clorhídrico se transforma en cloruro de calcio (sal), con lo cual disminuye la acidez estomacal.

Scanned with CamScanner

Reaccionantes ⇄ productos

En una ecuación química, se escriben las sustancias reaccionantes (a la izquierda) y los productos, (a la derecha) separados por una flecha para indicar la dirección en que sucede la reacción, ⟶, o una doble flecha ⇌ para indicar que hay reacción en ambos sentidos.

Cuando intervienen varias sustancias en los reactivos o aparecen varias sustancias en los productos, estos se separan por el signo más (+), así:

$$\underbrace{CaCO_3 + 2HCl}_{\text{Estos } \textit{reactivos}} \longrightarrow \underbrace{CaCl_2 + H_2O + CO_2}_{\text{estos } \textit{productos}}$$

forman

La flecha se lee "produce" o forman. Cuando se han establecido las cantidades de materia de los reactivos y de los productos y estas son iguales, se dice que la ecuación está balanceada y la flecha es equivalente al signo igual (=).

Las ecuaciones químicas siempre tienen la forma general:

Reactivos ⟶ Productos

Sustancias que participan en la reacción — Sustancias que se forman.

Una reacción química descrita por una o varias oraciones se puede convertir en una ecuación química equivalente, teniendo en cuenta lo siguiente:

- Diferenciar los reactivos de los productos.
- Saber escribir correctamente los símbolos y las fórmulas de las sustancias químicas mencionadas.
- Finalmente, teniendo en cuenta la forma general de una ecuación química, mencionada antes, escribir a la izquierda de la flecha las fórmulas y símbolos de los reactivos y, a la derecha, las fórmulas y símbolos de los productos.

Ejercicio guía 9.2

Exprese la reacción que se describe a continuación en una ecuación química.

La combustión del gas propano o de cocina implica la reacción entre el propano y el oxígeno del aire para producir dióxido de carbono, agua y calor.

Solución

Las fórmulas de las sustancias involucradas en la reacción son:

C_3H_8 (propano) O_2 (oxígeno) CO_2 (dióxido de carbono) H_2O (agua).

Se produce △ = calor (energía que aprovechamos para cocinar los alimentos).

En este caso, si bien es cierto que el símbolo del oxígeno es O, el gas se encuentra en el aire en forma biatómica, por lo cual se ha de escribir O_2 y no solamente O.

La expresión "reacción entre el *propano* y el oxígeno" significa que éstos son los reactivos. La expresión "para producir dióxido de carbono, agua y calor" indica que éstos son los productos; por tanto, la ecuación es:

$$C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O + \triangle$$

El calor no es una sustancia, sino una forma de energía y se representa por △.

Ejercicio propuesto 9.1

Exprese mediante las ecuaciones químicas las reacciones que se describen a continuación. Identifique reactivos y productos.

a. El carbón sólido reacciona con oxígeno para formar dióxido de carbono gaseoso.
b. La formación de la lluvia ácida implica la reacción del trióxido de azufre con el agua para producir ácido sulfúrico (*véase* la figura 9.1).

Scanned with CamScanner

c. Cuando se mezcla una solución de cloruro de sodio con otra de nitrato de plata se forma cloruro de plata y nitrato de sodio.

Las ecuaciones químicas portadoras de información

Se ha dicho que una ecuación química es una representación abreviada de una reacción química. Al estudiar las reacciones químicas, es importante aprender a extraer o leer la información que hay en una ecuación dada.

Una ecuación química da información acerca de cuáles son los reactivos y cuántos y cuáles sus símbolos o fórmulas. La ecuación presenta esta misma información para los productos. Muchas ecuaciones también dan información acerca del calor asociado con la reacción que representan.

Utilizando algunos otros símbolos diferentes de los elementos en sí, se puede ampliar la información que portan la ecuaciones, veamos:

a. El estado físico, en el cual se encuentran las sustancias cuando la reacción ocurre en el laboratorio, como en el siguiente ejemplo:

$$K_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2\uparrow_{(g)} + NaH_{2(ac)}$$

sólido líquido gaseoso acuoso

Cuando la reacción tiene lugar en el agua, muchos reactivos o productos se disuelven, en vez de permanecer en su estado físico puro. Esto se indica como (ac).

b. La formación de un gas o la precipitación de un sólido. En este caso, se emplea una flecha en dirección ascendente o descendente, respectivamente. De esta manera, la producción de hidrógeno, a partir del zinc y el ácido clorhídrico, se puede escribir así:

$$Zn_{(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow H_2\uparrow + ZnCl_{2\,(ac)}$$

La flecha indica que el gas se desprende.

c. La precipitación del cloruro de plata, a partir del cloruro de sodio y el nitrato de plata, así:

$$NaCl_{(ac)} + NaNO_{3\,(ac)} \longrightarrow AgCl\downarrow_{(s)} + NaNO_{3\,(ac)}$$

La flecha hacia abajo indica que el cloruro de plata se precipita.

Un sólido que se separa de una solución se llama precipitado.

Las flechas para indicar el desprendimiento de un gas o la precipitación de un sólido se usan solamente en el lado derecho de la ecuación: están asociadas sólo con los productos.

Algunas condiciones importantes para que se produzca la reacción, tales como el calor o un catalizador, por ejemplo, la descomposición del mármol mediante calor se indica así:

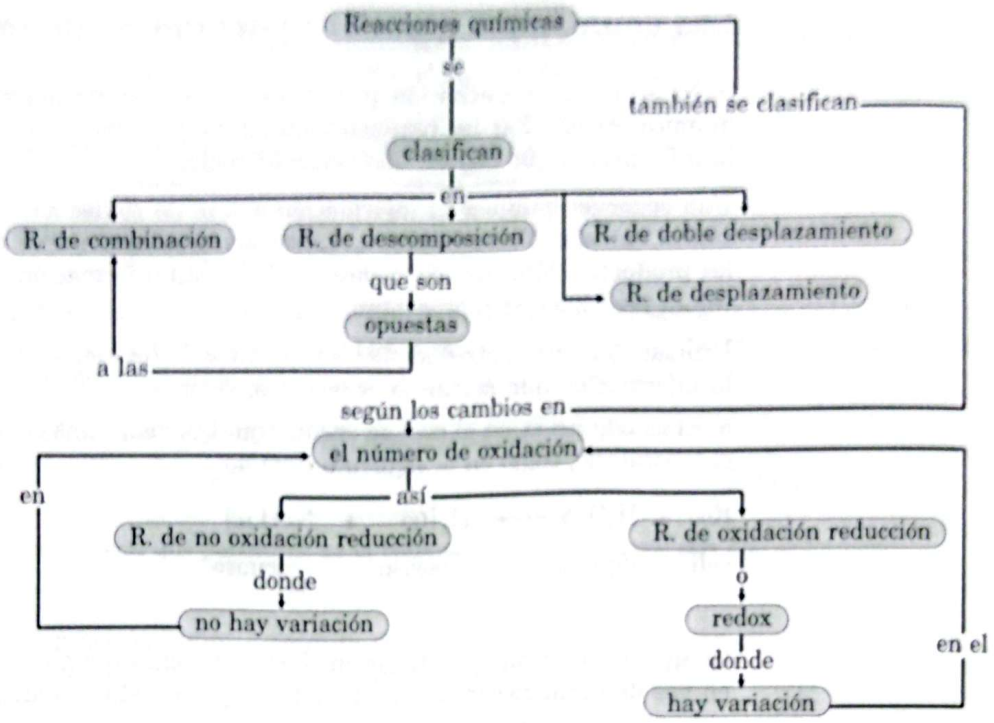
$$KClO_3 \xrightarrow[\triangle]{MnO_2} 2KCl_{(s)} + 3O_{2\,(g)}\uparrow$$

De particular importancia es la información que presenta una ecuación estequiométrica, puesto que, a partir de ella, se establecen todas las relaciones matemáticas de masas para cálculos de rendimiento. La estequiometría de las reacciones es un aspecto que se tratará luego de la clasificación de las reacciones.

Scanned with CamScanner

¿De dónde surge esta clasificación de reacciones?

9.3 Clases de reacciones químicas

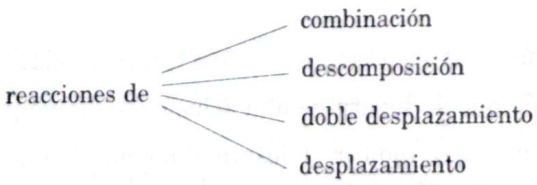


R = Reacciones

Diagrama 9.3 *Clases de reacciones químicas.*

Los químicos determinan experimentalmente lo que ocurre cuando reaccionan diferentes compuestos o sustancias. Identifican claramente cuáles son los reactivos y qué se produce. Así mismo, analizan las condiciones experimentales para producir una reacción.

Generalmente, las reacciones químicas y, por tanto las ecuaciones que las representan, se agrupan en:



Reacciones de combinación o síntesis de sustancias

Como se puede ver en el siguiente grupo de ecuaciones,

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$
$$2CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$
$$HCl + NH_3 \longrightarrow NH_4Cl$$
$$2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$$
$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

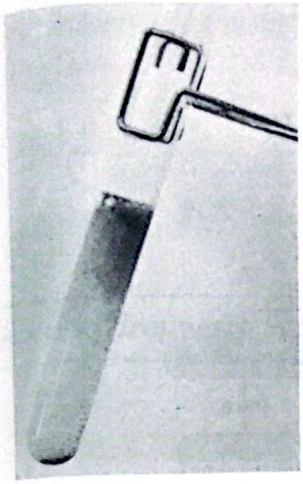
Scanned with CamScanner

En los últimos años, se han sintetizado muchos materiales, como el plástico, el poliéster, el nailon.

En las reacciones de combinación o síntesis, los reactivos son dos o más sustancias y el producto es otra más compleja.

SUSTANCIAS ⟶ COMPUESTO

Reacciones de descomposición



La descomposición del peróxido de hidrógeno forma agua y oxígeno.

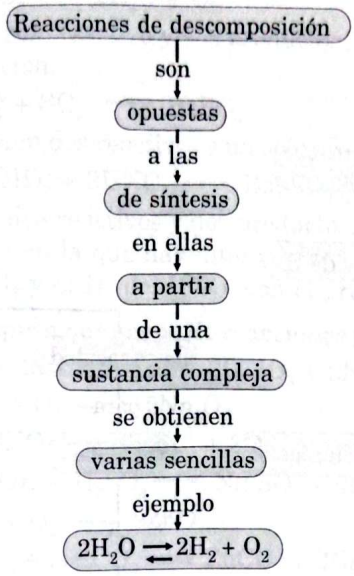


Diagrama 9.4 *Reacciones de descomposición.*

Si se comparan las ecuaciones del grupo anterior con las siguientes,

$2H_2O_2 \longrightarrow 2H_2O+O_2$

$2H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2$

$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2$

$CaCO_3 \longrightarrow CO_2 + CaO$

$2Cu(NO_3) \longrightarrow 2NO_2 + 2CuO + O_2$

$NH_4Cl \longrightarrow HCl + NH_3$,

se observa que sucede exactamente lo contrario; es decir, una sustancia compleja se descompone en otras más sencillas.Esto se logra mediante calentamiento o aplicando una corriente eléctrica.

Reacciones de desplazamiento

A diferencia de los 2 grupos anteriores, en las siguientes ecuaciones,

$Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$ (El zinc reemplaza al hidrógeno del ácido clorhídrico)

$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$

$CuSO_4 + Fe \longrightarrow FeSO_4 + Cu$

$KI + Cl_2 \longrightarrow 2KCl + I_2$

se ve que un elemento remplaza al otro.

Reacciones de doble desplazamiento

En las reacciones de doble desplazamiento, como se ve en el siguiente grupo,

$H^+Cl^- + Fe^{+2}S^{-2} \longrightarrow FeCl_2 + H_2S$

$Na^+Cl^- + Ag^+NO_3^- \longrightarrow NaNO_3 + AgCl\downarrow$

$K_2^+ S^{-2} + Mg^{+2} SO_4^{-2} \longrightarrow K_2SO_4 + MgS\downarrow$

$Na_2^+ CO_3^{-2} + Ca^{+2} Cl_2^- \longrightarrow NaCl + CaCO_3$

$Na^+OH^- + H^+Cl^- \longrightarrow NaCl + H_2O$

Hay cientos de reacciones en las que se intercambian las partes positivas y las negativas de los dos compuestos.

se presentan dos remplazos. En la primera ecuación, por ejemplo, el hidrógeno del HCl es remplazado por Fe y, el Fe a su vez, es remplazado por el hidrógeno.

Scanned with CamScanner

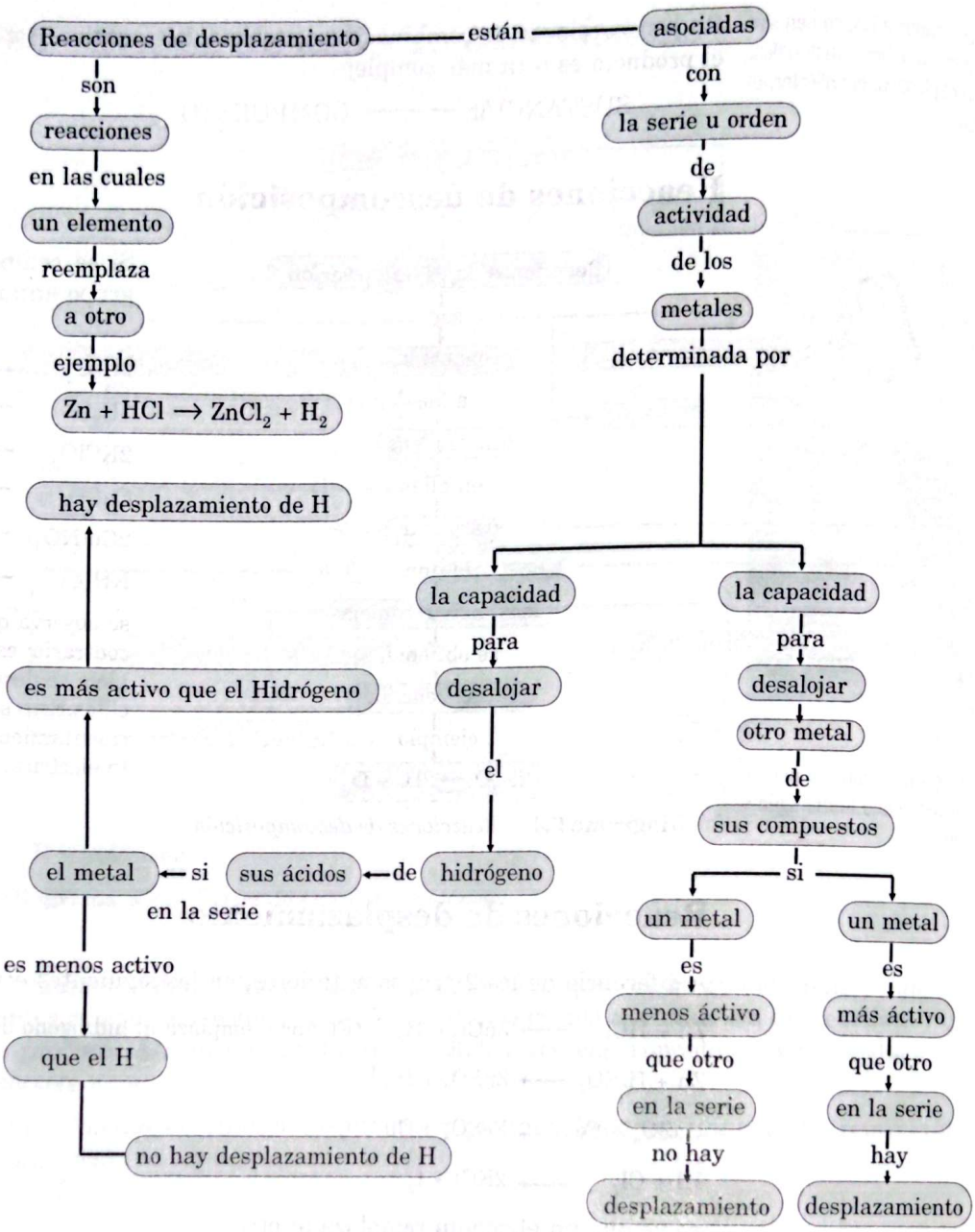


Diagrama 9.5 *Reacciones de desplazamiento.*

Estas reacciones se presentan particularmente entre compuestos iónicos. A partir de dos reactivos, se obtienen dos productos nuevos.

Ejercicio guía 9.3 **Identifique a qué grupos de reacciones pertenece cada una de las siguientes ecuaciones:**

a. $3Na + Al(NO_3)_3 \longrightarrow 3NaNO_3 + Al$

b. $2H_2O_2 \longrightarrow 2H_2O + O_2\uparrow$

c. $BaO + SO_3 \longrightarrow BaSO_4$

d. $Ba(OH)_2 + 2HNO_3 \longrightarrow Ba(NO_3)_2 + 2H_2O$

Scanned with CamScanner

Solución Se sugiere comparar cada ecuación con las de los grupos anteriores para ver a cuáles se parece y, luego, contar el número de reactivos y productos.

a. $3Na + Al(NO_3)_3 \longrightarrow 3Na\ NO_3 + Al$

En esta reacción, hay dos reactivos Na y $Al(NO_3)_3$ y dos productos $NaNO_3$ y Al. Se observa un reemplazo en el segundo reactivo del Al por el sodio. Por tanto, debe ser una reacción de desplazamiento o sustitución.

b. $2H_2O_2 \longrightarrow 2H_2O + O_2\uparrow$

Hay un solo reactivo y dos productos, el H_2O_2 se descompuso. Es una reacción de descomposición.

c. $BaO + SO_3 \longrightarrow BaSO_4$

Existen dos reactivos y un solo producto. Es una reacción de combinación o síntesis.

d. $Ba(OH)_2 + 2HNO_3 \longrightarrow Ba(NO_3)_2 + 2H_2O$

Hay dos reactivos y dos productos. Corresponde a una reacción de desplazamiento doble en la que hay intercambio de cationes: el Ba^{++} se intercambia con el H^+ del HNO_3 y el H^+ del HNO_3 con el grupo OH^- del $Ba(OH)_2$.

Ejercicio propuesto 9.2

Identifique a qué grupo de reacciones pertenece cada una de las siguientes ecuaciones:

a. $2Li + 2Ni(NO_3)_2 \longrightarrow 2LiNO_3 + 2Ni$

b. $4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$

c. $2NaClO_3 \longrightarrow 2NaCl + 3O_2\uparrow$

d. $2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

e. $2Zn + O_2 \longrightarrow 2ZnO$

f. $ZnCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow ZnCO_3 + 2NaCl.$

Reacciones de desplazamiento y orden de actividad de los metales

Algunas de las reacciones anteriores se dan casi de forma instantánea. Otras requieren calor. Otras son tan lentas que se necesitan años para obtener sus productos.

Se ha encontrado que muchos metales reaccionan muy activamente con el agua, incluso, a temperatura ambiente, mientras que otros solamente lo hacen a altas temperaturas.

$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$

$Ca + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$

El sodio, por ejemplo, desplaza al hidrógeno rápidamente del agua en condiciones de laboratorio.

Análogamente, el comportamiento de los metales frente a los ácidos es diferente: el sodio y el ácido clorhídrico reaccionan casi con violencia explosiva; el zinc y el hierro lo hacen más lentamente, y el cobre y la plata no parecen desplazar al hidrógeno aun con el ácido concentrado.

Estudiando la actividad relativa de los metales más comunes, se en-

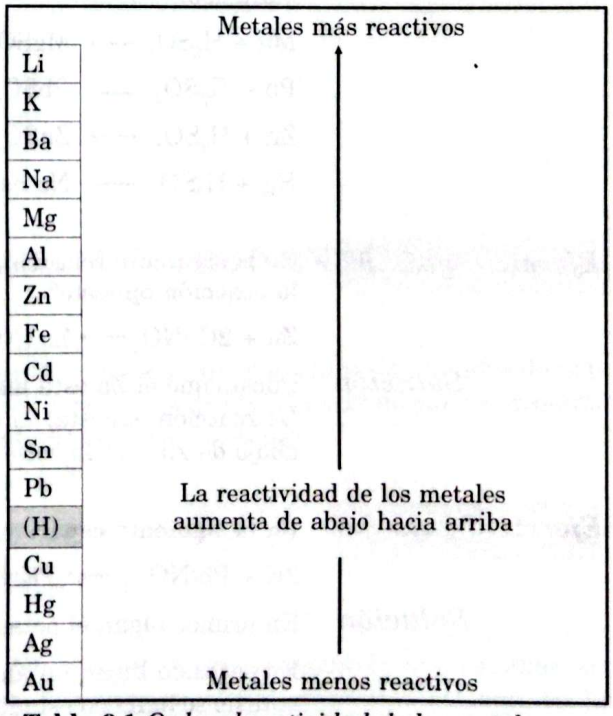


Tabla 9.1 *Orden de actividad de los metales.*

Scanned with CamScanner

contró que pueden ordenarse en la llamada serie electromotriz o serie de actividad de los metales. Este ordenamiento se presenta en la tabla 9.1.

Esta serie es útil, puesto que ayuda a predecir, en muchos casos, los productos de una reacción propuesta. En ella, los metales de mayor actividad están en la parte superior del hidrógeno y los de menor actividad, en la base.

Los elementos que están por encima del hidrógeno lo desplazan de sus ácidos; los que están por debajo no.
Así,

$2Na + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2 \uparrow$

La actividad de los metales no se refiere solo al desplazamiento del hidrógeno, sino también al de cualquier otro metal de la serie, de arriba abajo. Un metal siempre desplaza de un compuesto al siguiente. De abajo arriba no hay desplazamiento: cuanto mayor sea la distancia entre los elementos, mayor es la facilidad del remplazo.

Ejercicio guía 9.4

Con base en la tabla 9.1, establezca cuál de las dos primeras reacciones se produce más fácilmente. ¿Por qué la tercera no ocurre?

$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$

$Sn + 2HCl \longrightarrow SnCl_2 + H_2 \uparrow$

$Ag + HCl \longrightarrow$ No hay reacción

Solución

Puesto que en la serie de actividad de los metales el zinc (Zn) está más arriba del hidrógeno (H) y del estaño (Sn), la primera reacción se produce con más facilidad.

La tercera reacción no se da, ya que la plata está por debajo del hidrógeno en la serie.

$Zn > Sn > Ag$

El zinc es más reactivo que el estaño y éste es más reactivo que la plata.

Ejercicio propuesto 9.3

Para las siguiente reacciones, diga cuál se produce más fácilmente, ordénelas por facilidad de reacción y diga por qué el mercurio no desplaza al hidrógeno del ácido sulfúrico.

$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2 \uparrow$

$Pb + H_2SO_4 \longrightarrow PbSO_4 + H_2 \uparrow$

$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$

$Hg + H_2SO_4 \longrightarrow$ No hay reacción

Ejercicio guía 9.5

En la siguiente reacción, explique la sustitución del cobre por el zinc. ¿Se produciría la reacción opuesta?

$Zn + 2CuNO_3 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + 2Cu$

Solución

Puesto que el Zn está más arriba que el Cu en la serie, se produce el desplazamiento. La reacción opuesta, es decir, $Cu + Zn(NO_3)_2$ no se produce, ya que el cobre al estar abajo de zinc en la serie electromotriz no lo puede desplazar.

Ejercicio guía 9.6

En la siguiente ecuación, explique el desplazamiento del plomo por el potasio.

$2K + Pb(NO_3)_2 \longrightarrow 2KNO_3 + Pb$

Solución

En primer lugar, el potasio, por estar más arriba que el plomo en la serie, lo desplaza.

En segundo lugar, un análisis más detallado de la ecuación permite establecer que el potasio se halla en estado atómico y el plomo Pb en forma iónica Pb^{++}. En los productos, el potasio aparece como K^+ y el plomo como átomo neutro.

Scanned with CamScanner

Esta misma situación se presenta en muchos otros casos en los cuales un metal desplaza a otro de sus compuestos. Un átomo metálico se transforma en catión, mientras el catión del otro elemento se transforma en átomo neutro, cuando un metal desplaza a otro de un compuesto.

La serie de actividad de los metales también indica el orden de facilidad con que los metales pierden sus electrones de valencia y forman cationes con estado de oxidación positivo.

Esto significa que los elementos que encabezan la tabla pierden más fácilmente electrones que los de la base.

Ejercicio guía 9.7 **Prediga si las siguientes reacciones de desplazamiento pueden tener lugar o no. Explique por qué:**

a. $Zn + CuSO_4 \longrightarrow$

b. $Pb + ZnSO_4 \longrightarrow$

c. $Al + KCl \longrightarrow$

Solución

a. Como se puede ver, en la tabla de actividad de los metales, el Cu está por debajo del Zn. Esto significa que el Zn desplaza al Cu del sulfato de cobre y, por tanto, sí ocurre la reacción.

Incluso, se pueden escribir los productos.

$$Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu$$

El Cu^{++} pasa a cobre libre y el Zn pasa a catión Zn^{++}.

b. Dado que el Pb está debajo del zinc, este elemento no es desplazado por el Pb. Por tanto, la reacción no tiene lugar.

c. Por la misma razón, el aluminio no puede desplazar al K. La reacción no tiene lugar.

Ejercicio propuesto 9.4 **Prediga si las siguientes reacciones pueden ocurrir o no. Explique sus respuestas y escriba los productos para las reacciones que puedan tener lugar.**

a. $Au + HCl \longrightarrow$

b. $Mg + CuSO_4 \longrightarrow$

c. $Ag + HNO_3 \longrightarrow$

d. $Al + SnCl_2 \longrightarrow$

9.4 ECUACIONES QUÍMICAS Y CAMBIO EN EL NÚMERO DE OXIDACIÓN

Las reacciones también se pueden clasificar a partir del estudio de los estados de oxidación de los elementos en los reactivos y en los productos. Para tal efecto, se presenta a continuación la variación de esos estados de oxidación, así:

1. $2H_2^0 + O_2^0 \longrightarrow 2H_2^{+1} + O^{-2}$
2. $2K^{+1}Cl^{+5}O_3^{-2} \longrightarrow 2K^{+1}Cl^{-1} + 3O_2^0$
3. $Zn^0 + H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2} \longrightarrow Zn^{+2}S^{+6}O_4^{-2} + H2$

Se puede ver que en los tres casos hay elementos en los reactivos que cambian su estado de oxidación en los productos. Por ejemplo, el hidrógeno y el oxígeno, en la primera reacción, han cambiado sus estados de oxidación de cero a +1 y – 2, respec-

Scanned with CamScanner

tivamente. Este tipo de ecuaciones en que se presenta una variación en el estado de oxidación se llaman *reacciones de oxidación reducción* o, simplemente, *redox*. Las reacciones redox forman un gran grupo de reacciones muy importantes en química.

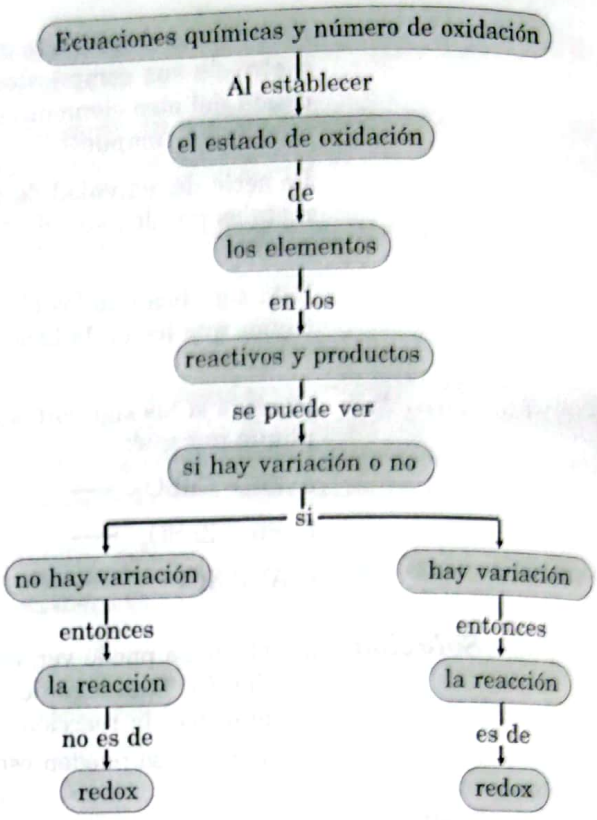


Diagrama 9.6 *Ecuaciones químicas y número de oxidación.*

Ejercicio guía 9.8

Establezca la variación del estado de oxidación por átomo para cada uno de los elementos de la ecuación número 2 del grupo anterior. ¿Cuál es el cambio de estado de oxidación por todos los átomos del elemento?

Solución

En la ecuación

$$2K^{+1}Cl^{+5}O_3^{-2} \xrightarrow{\Delta} 2K^{+1}Cl^{-1} + 3O_2^0$$

El potasio no varía de estado de oxidación. En ambos lados de la ecuación es +1.

El *cloro* cambia su estado de oxidación, de +5 en el reactivo a –1 en el producto.

Cada uno de los 3 átomos de *oxígeno* en el reactivo tiene estado de oxidación –2, de manera que el cambio de oxidación por átomo es de –2 a cero, y el cambio total por los 3 átomos de oxígeno es de –6 a cero.

Ejercicio propuesto 9.5

Establezca la variación en el estado de oxidación por átomo para cada uno de los elementos de la siguiente ecuación. ¿Cuál es la variación en el estado de oxidación para todos los átomos de oxígeno?, ¿qué tipo de reacción ocurre?

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$

Análisis semejante al anterior, realizado para la ecuación de doble desplazamiento: permite establecer que los elementos mantienen el mismo estado de oxidación, por átomo, tanto en los reactivos como en los productos.

Éste es un ejemplo, de otro gran grupo de reacciones químicas, en las que no hay variación del estado de oxidación de los elementos y, por tanto, no son redox.

Nótese, sin embargo, que no solamente en las reacciones de doble desplazamiento los elementos conservan invariable su estado de oxidación en los reactivos y productos. El siguiente ejemplo ilustra este caso:

$$Ca^{+2}C^{+4}O_3^{-2} \longrightarrow C^{+4}O_2^{-2} + Ca^{+2}O^{-2}$$

Ejercicio guía 9.9

Analice la siguiente ecuación química en cuanto al número de oxidación de los elementos. ¿Existe variación en alguno?, ¿es una ecuación redox o no?

$$NaCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$

Solución

En primer lugar, se requiere establecer el estado de oxidación de cada elemento en los reactivos y en los productos y, luego, analizar si existe variación o no.

$$Na^{+1}Cl^{-1} + Ag^{+1}N^{+5}O_3^{-2} \longrightarrow Na^{+1}N^{+5}O_3^{-2} + Ag^{+1}Cl^{-1}$$

Scanned with CamScanner

Ninguno de los elementos varía su estado de oxidación. Por tanto, la reacción no es redox.

Ejercicio propuesto 9.6

Establezca cuáles de las siguientes reacciones son redox y cuáles no.

a. $BaO + SO_3 \longrightarrow BaSO_4$

b. $2Na + Al(NO_3)_2 \longrightarrow 2NaNO_3 + Al$

c. $C + O_2 \longrightarrow CO_2$

d. $2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

e. $KClO_4 \longrightarrow KCl + 2O_2$

Ejercicio propuesto 9.7

Con base en la información de la rejilla siguiente.

1. Diga en qué casillas están los elementos que tienen el estado de oxidación que aparece en las casillas 1 y 4.
2. Escriba la ecuación química con base en los símbolos de los elementos respectivos y la fórmula del compuesto que aparece en la rejilla.
3. Escriba una frase en la que incluya los términos que aparecen en las casillas 2 y 7.
4. Escriba una frase con sentido químico con el término de la casilla 6.

1. 0	2. Reducción	3. Na	4. – 2
5. O_2	6. Síntesis	7. Oxidación	8. Na_2O

Taller 9.1 Clases de reacciones químicas, y cambio en el número de oxidación

Logros

- Clasificar los diferentes tipos de reacciones químicas.
- Explicar el desplazamiento de un metal por otro en una reacción química.
- Desarrollar la capacidad de análisis y de síntesis a través del estudio de las reacciones químicas.

Conocimientos previos

Explique la diferencia entre un fenómeno físico y uno químico. Dé algunos ejemplos.

Procedimiento

Con base en los conocimientos expuestos en esta unidad, conteste o precise los siguiente:

1. ¿Cuándo se dice que ha sucedido una reacción química? Dé algunos ejemplos.
2. ¿A qué se llama ecuación química? Dé algunos ejemplos.
3. Tomando como base las siguientes ecuaciones químicas:

a. $PbCl_{2\,(ac)} + H_2S_{(g)} \longrightarrow PbS\downarrow + 2HCl_{(ac)}$

b. $2AgBr_{(s)} + Cl_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2AgCl_{(s)} + Br_{2\,(g)}$

explique sus significados, teniendo en cuenta aspectos relacionados con reactivos, productos, flechas y símbolos entre paréntesis.

4. Clasifique las siguientes ecuaciones, según correspondan a reacciones de combinación, descomposición, doble descomposición o desplazamiento.

a. $N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$

b. $CaCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Ca(OH)_2 + 2NaCl$

c. $2NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$

d. $2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$

e. $Na_2CO_310H_2O \longrightarrow Na_2CO_3 + 10H_2O$

f. $2FeCl_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6HCl$

g. $H_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

h. $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$

5. Tomando como base la serie electromotriz de los metales, determine para cada una de las siguientes reacciones cuáles pueden suceder y cuáles no. Justifique sus respuestas. En caso afirmativo, escriba la fórmula de los productos respectivos.

Scanned with CamScanner

a. $HCl + Ni \longrightarrow$ b. $H_2SO_4 + Cu \longrightarrow$
c. $HNO_3 + Fe \longrightarrow$ d. $HClO_4 + Ag \longrightarrow$
e. $H_3PO_4 + Sn \longrightarrow$ f. $MgSO_4 + K \longrightarrow$
g. $MgSO_4 + Zn \longrightarrow$ h. $CuNO_3 + Ni \longrightarrow$
i. $CuNO_3 + Al \longrightarrow$ j. $KCl + Pb \longrightarrow$
k. $KCl + Na \longrightarrow$ l. $HgCl + K \longrightarrow$

6. Determine el número de oxidación de cada elemento en las siguientes ecuaciones químicas. Determine, además, qué elementos han cambiado su número de oxidación y cuáles corresponden a reacciones redox.

a. $2HNO_3 + 3H_2S \longrightarrow 2NO + 3S + 4H_2O$
b. $HCl + KOH \longrightarrow KCl + H_2O$
c. $H_2SO_4 + Zn \longrightarrow ZnSO_4$
d. $3CuO + 2NH_3 \longrightarrow N_2 + 3H_2O + 3Cu$
e. $NaOH + H_2S \longrightarrow NaHS + H_2O$
f. $2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2$

7. Resuelva, además, los ejercicios de autoevaluación que aparecen al final de la unidad precedidos de los números 9.1, 9.2, 9.3 y 9.4.

9.5 ECUACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS Y NO ESTEQUIOMÉTRICAS

Ya se había dicho que una ecuación química nos ofrecía información acerca de diversos aspectos. En primer lugar, analizamos lo que podía ocurrir entre los reactivos para formar los productos (remplazo, desplazamiento, etc); una ecuación también nos muestra los intercambios de carga ocurridos y la cantidad relativa de materia que participa en una reacción.

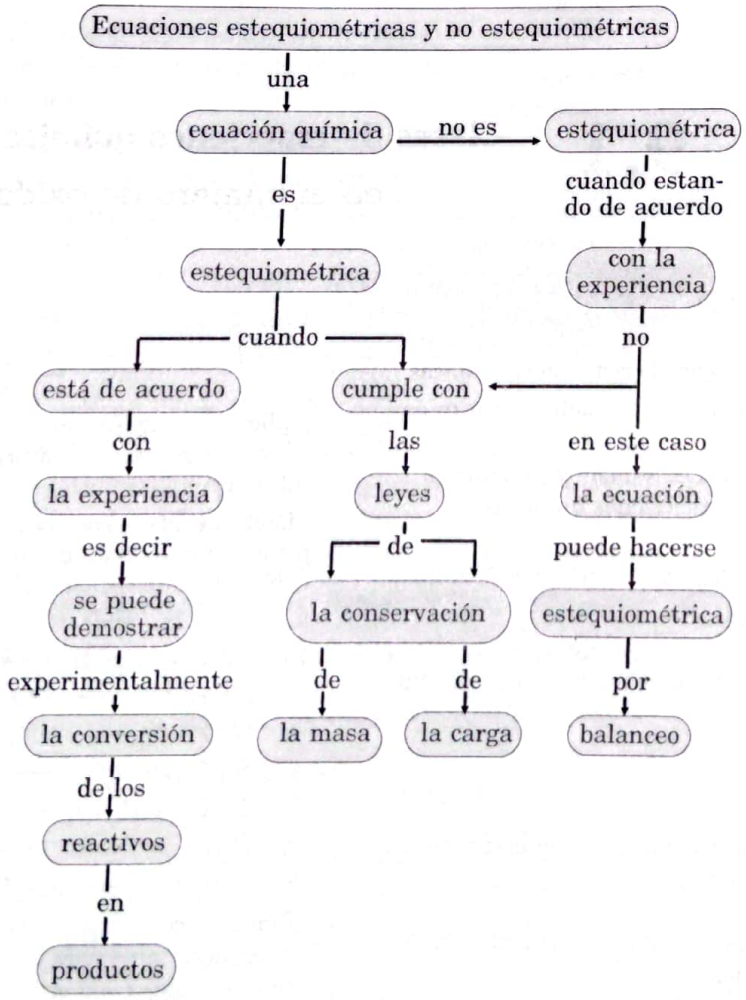


Diagrama 9.7 *Ecuaciones estequiométricas y no estequiométricas.*

- Una ecuación está de acuerdo con la experiencia cuando se pueda demostrar en un laboratorio la conversión de los reactivos en los productos.
- Una ecuación cumple con la ley de la carga cuando el número de cargas eléctricas a la derecha y a la izquierda es el mismo.
- Una ecuación cumple con la ley de la conservación de la masa cuando la cantidad de materia a la derecha y a la izquierda es la misma.

En las ecuaciones:

$H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$

$HCl + FeS \longrightarrow FeCl_2 + H_2S$

Scanned with CamScanner

Se observa que la carga eléctrica es cero en ambos lados, ya que todas las moléculas son eléctricamente neutras y no hay presencia de iones.

Sin embargo, no cumplen con la conservación de la masa, ya que, en la primera, hay dos átomos de oxígeno como reactivo y uno solo como producto; en el segundo caso, hay un átomo de cloro como reactivo y dos como producto.

Por el contrario, las ecuaciones

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2 \; ; \quad Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$

cumplen la ley de la conservación de la carga, por la misma razón anterior y también la de la conservación de la masa, pues hay igualdad en el número de átomos de reactivos y productos.

Cuando una ecuación, como en el caso de las anteriores, está de acuerdo con la experiencia y cumple con las leyes de la conservación de la carga y de la masa, se dice que es estequiométrica o que está balanceada.

Cuando una ecuación está de acuerdo con la experiencia pero no cumple con las otras dos leyes, no está balanceada o no es una estequiométrica.

Ejercicio guía 9.10 **Analice la siguiente reacción y establezca si es una ecuación estequiométrica o no:**

$$K^{+1}Cl^{+5}O_3^{-2} \xrightarrow[\Delta]{MnO_2} K^{+1}Cl^{-1} + O_2^0$$

Solución La ecuación está de acuerdo con los datos experimentales: el clorato de potasio se descompone por el calor en presencia del dióxido de magnesio para producir cloruro de potasio y oxígeno.

Puesto que en todas las sustancias de la reacción la carga eléctrica es cero y no hay iones, la ecuación también está de acuerdo con la conservación de la carga. Sin embargo, no cumple la ley de la conservación de la masa, puesto que hay un elemento, el oxígeno, para el cual el número de átomos a la derecha y a la izquierda no es el mismo: hay 3 a la izquierda y 2 a la derecha. Por tanto, la ecuación no es estequiométrica.

Ejercicio propuesto 9.8 **Analice el siguiente grupo de ecuaciones y diga cuáles son estequiométricas y cuáles no:**

a. $BaO + SO_3 \longrightarrow BaSO_4$

b. $Na + Al(NO_3)_3 \longrightarrow NaNO_3 + Al$

c. $C + O_2 \longrightarrow CO_2$

d. $MnO_2 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$

Una ecuación no estequiométrica se puede hacer estequiométrica anteponiendo coeficientes a las fórmulas o símbolos, para balancear los átomos, por ejemplo,

$H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$ No estequiométrica

$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$ Estequiométrica

La necesidad de buscar coeficientes para hacer estequiométricas las ecuaciones evoca la siguiente pregunta: ¿cómo se buscan o cómo se determinan los coeficientes de las fórmulas para hacer estequiométrica una ecuación?

Existen varios procedimientos que permiten encontrar los coeficientes y hacer las ecuaciones estequiométricas. Hay varios métodos para balancear las ecuaciones.

Scanned with CamScanner

9.6 FORMAS DE BALANCEAR ECUACIONES QUÍMICAS

Los átomos no se pierden ni se crean durante una reacción. Una ecuación balanceada o estequiométrica muestra el mismo número de cada tipo de átomo a ambos lados de la flecha.

Las ecuaciones no estequiométricas se pueden balancear por simple inspección, por tanteo, por el número de oxidación de cada elemento en los reactivos y su número de oxidación en los productos o por el método de ion electrón.

Método de tanteo o simple inspección

Se utiliza para balancear ecuaciones sencillas, en las cuales el número de elementos que intervienen en la reacción no es muy grande. Así, es fácil ver cuántos átomos de cada elemento hay y cuántos faltan para igualar el número de átomos en los reactivos y productos. Es importante tener en cuenta que, para balancear una ecuación, las fórmulas con sus subíndices son constantes y lo que se puede cambiar es el número de los coeficientes o moles.

Ejercicio guía 9.11 **Balancee por simple inspección la siguiente ecuación:**

$Al + Cl_2 \longrightarrow AlCl_3$

Solución En los reactivos existen dos átomos de cloro y, en el producto, tres.

Hay un átomo adicional de cloro en los productos. Esto nos indica que hubo reacción de más de una molécula de cloro. ¿Cuántas moléculas de cada átomo reaccionaron?

Si se antepone un 2 a la molécula de $AlCl_3$ queda:

$Al + Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$

Ahora, hay 6 átomos de cloro en los productos, que se pueden igualar colocando un 3 a la molécula de cloro en los reactivos.

Cuando se antepone el 2 a la molécula de tricloruro de aluminio ($AlCl_3$) aparecen dos átomos de aluminio como producto, los cuales se balancean colocando un 2 al aluminio como reactivo:

$2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$

y se lee:

2 átomos de aluminio reaccionaron con 3 moléculas de cloro para producir 2 moléculas de tricloruro de aluminio.

La ecuación balanceada muestra 2 átomos de aluminio y 6 de cloro en los reactivos y la misma cantidad en los productos.

Ejercicio guía 9.12 **Balancee la siguiente ecuación:**

$CO_2 + KOH \longrightarrow K_2CO_3 + H_2O$

Solución Por un razonamiento semejante al anterior, se establece que la ecuación queda balanceada colocando un 2 a la molécula de KOH en los reactivos.

$CO_2 + 2KOH \longrightarrow K_2CO_3 + H_2O$

Hay necesidad de distinguir correctamente lo que es un coeficiente y el subíndice en una fórmula. Por ejemplo, en la ecuación del ejercicio guía 9.11, $2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$, el 2 en la molécula $AlCl_3$ es un coeficiente y afecta a todos los átomos de la molécula. De esta manera, a la derecha de la ecuación se encuentran dos átomos de aluminio y 6 de cloro; el tres, en cambio, es un subíndice y afecta solamente al átomo de cloro. En este caso y por eso tenemos 6 átomos de cloro a la derecha de la ecuación.

Scanned with CamScanner

rcicio propuesto 9.9 **Balancee, por simple inspección, las siguientes ecuaciones:**

a. $KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$

b. $KI + Cl_2 \longrightarrow KCl + I_2$

c. $HCl + FeS \longrightarrow FeCl_2 + H_2S$

d. $Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$

e. $Na + Cl_2 \longrightarrow NaCl$

Muchas veces una ecuación no se puede balancear fácilmente porque las fórmulas están mal escritas. Es necesario asegurarse de expresarlas de forma correcta.

Al balancear ecuaciones, se debe tener en cuenta que solamente los coeficientes pueden ser introducidos o alterados, nunca los subíndices. Esto daría por resultado fórmulas incorrectas para las sustancias comprometidas en la reacción, o sustancias que no pertenecen a esa reacción.

Quizá la forma más eficaz de aprender a balancear ecuaciones con solvencia es a través de la práctica.

Oxidación reducción

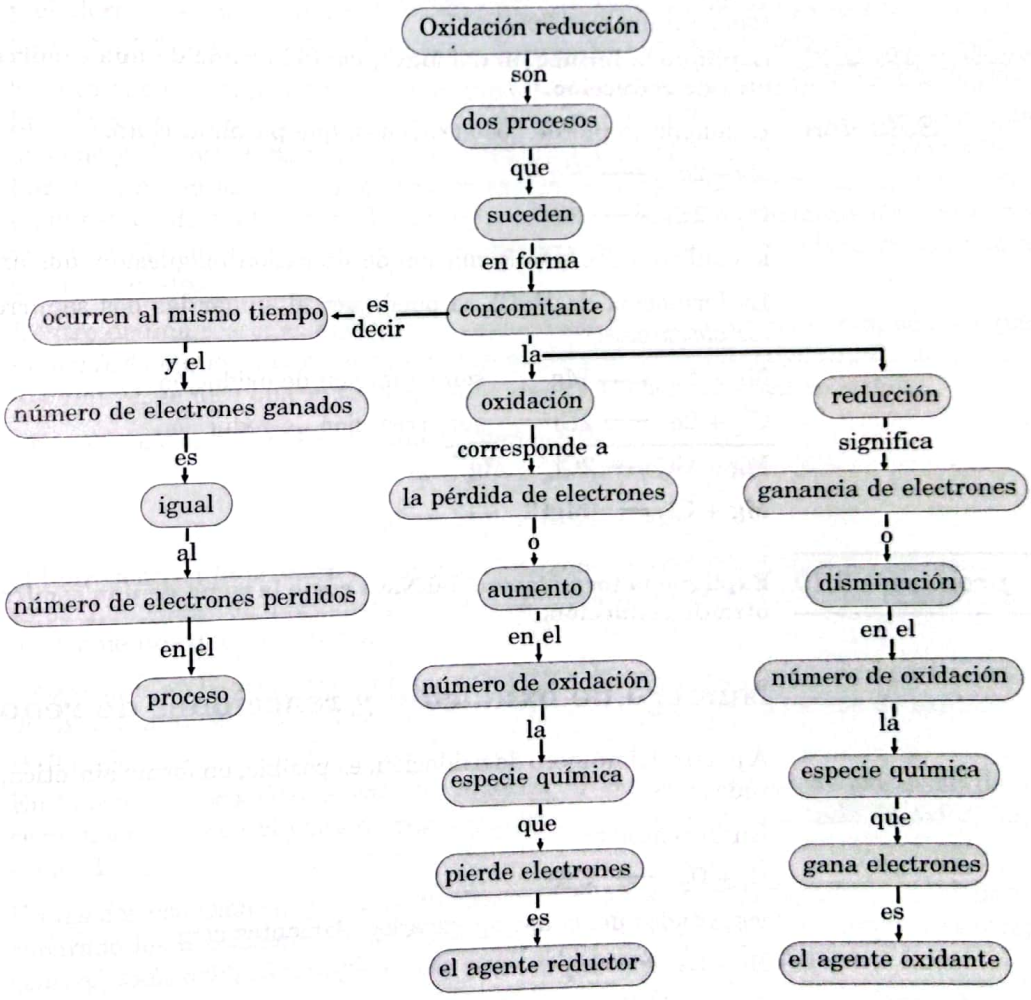


Diagrama 9.8 *Oxidación reducción.*

Scanned with CamScanner

Las reacciones químicas implican reordenamiento de las estructuras electrónicas de los elementos que forman parte de ellas, en particular, de los electrones de valencia. Con mucha frecuencia, dichos reordenamientos implican ganancia o pérdida de electrones. Por ejemplo, cuando se forma el cloruro de potasio, este elemento transfiere un electrón al cloro y el resultado es la formación de un catión potasio y un anión cloruro.

$K - 1e^- \longrightarrow K^+$ oxidación.

$Cl + e^- \longrightarrow Cl^-$ reducción

Cuando un elemento cede o pierde electrones, se conoce como oxidación y, la ganancia, como reducción. Los dos procesos –oxidación y reducción– ocurren al mismo tiempo y de tal manera que el número de electrones ganados es igual al número de electrones perdidos. Por tanto, se requieren dos átomos de potasio para aportar los dos electrones ganados por los dos átomos de cloro en la molécula. Este proceso se ilustra así:

$2K - 2e^- \longrightarrow 2K^+$ semirreacción de oxidación

$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$ semirreacción de reducción

Obsérvese que la ecuación final corresponde a la suma de dos semirreacciones, una de oxidación y otra de reducción, en las cuales el número de electrones ganados y perdidos se anula por ser iguales.

Una reacción de transferencia de electrones es siempre la suma de una semirreacción de oxidación (pérdida de electrones) y otra de reducción (ganancia de electrones). Por eso, se llaman redox.

Ejercicio guía 9.13 **Explique la formación del $MgCl_2$ como la suma de una semirreacción de oxidación y otra de reducción.**

Solución

El magnesio pierde dos electrones, que pasan al cloro:

$Mg - 2e^- \longrightarrow Mg^{+2}$

$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$

lo cual conduce a la formación de un catión magnesio y dos aniones cloruro.

La formación de $MgCl_2$ se puede ver al sumar las dos semirreacciones y cancelando los electrones:

$Mg - 2e^- \longrightarrow Mg^{+2}$ semirreacción de oxidación

$Cl_2 + 2e \longrightarrow 2Cl^-$ semirreacción de reducción

$Mg + Cl_2 \longrightarrow 2Cl^- + Mg^{++}$

$Mg + Cl_2 \longrightarrow MgCl_2$

Ejercicio propuesto 9.10 **Explique la formulación del NaCl como la suma de una semirreacción de oxidación y otra de reducción.**

Número de oxidación y reacciones de redox

A partir del número de oxidación, es posible, en forma sintética, estudiar las reacciones redox.

En la reacción:

$H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$

los estados de oxidación para los elementos son:

$H_2^0 + O_2^0 \longrightarrow H^{+1}_2O^{-2}$

El estado de oxidación del hidrógeno pasó de 0 a +1 y el del oxígeno de 0 a –2, cuando la ecuación se lee de reactivos (izquierda) a productos (derecha).

Scanned with CamScanner

En la ecuación:

$KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$ los números de oxidación para los elementos son:

$K^{+1}\,Cl^{+5}O_3^{-2} \longrightarrow K^{+1}Cl^{-1} + O_2^{0}$

El estado de oxidación del cloro pasa de +5 a –1 y el estado de oxidación del oxígeno pasó de –2 a 0. Analicemos estos cambios sobre la recta numérica:

Relacionando esta variación de estados de oxidación con la recta de los números naturales en la que se ubican los números positivos a partir de cero hacia la derecha y los negativos hacia la izquierda, se observa que, cuando el hidrógeno pasa de cero a +1 en la reacción anterior y el oxígeno de –2 a cero, en la descomposición del clorato de potasio, hay un aumento en el número de oxidación, como se indica en la parte superior de la figura 9.2, con las flechas hacia la derecha. En cambio, cuando el oxígeno pasa de cero a –2 y el cloro de +5 a –1, se presenta disminución en el estado de oxidación, como se ve en la misma figura, parte inferior con flechas hacia la izquierda.

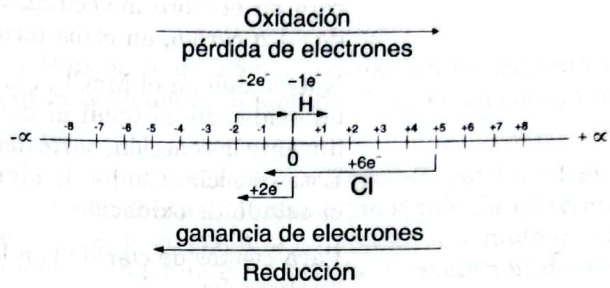


Figura 9.2 *Variación de los números de oxidación en los procesos redox.*

Se dice que el hidrógeno y el oxígeno, que han aumentado su número de oxidación en la primera y segunda reacciones, respectivamente, se han oxidado; mientras que el oxígeno y el cloro, también en la primera y segunda reacciones, respectivamente, que han disminuido su estado de oxidación, se han reducido. En general, cualquier aumento en el estado de oxidación se denomina oxidación y cualquier disminución en el estado de oxidación se llama *reducción*. De esta manera, oxidación y reducción son dos conceptos opuestos.

Dentro de una reacción, el elemento cuyo estado de oxidación *aumenta*, se dice que se ha *oxidado* o que es el elemento que se oxida y el elemento cuyo estado de oxidación *disminuye*, se dice que se ha *reducido* o que es el elemento que se reduce.

En las ecuaciones que se están analizando:

$$H_2^{0} + O_2^{0} \longrightarrow H_2^{+1}O^{-2}$$

$$K^{+1}Cl^{+5}O_3^{-2} \longrightarrow K^{+1}Cl^{+1} + O_2^{0}$$

el hidrógeno en la primera ecuación y el oxígeno en la segunda son los elementos que se oxidan, mientras que el oxígeno en la primera reacción y el cloro en la segunda son los elementos que se reducen.

Nótese que, en la primera ecuación, mientras el hidrógeno se oxida (aumenta su estado de oxidación de cero a +1), el oxígeno se reduce (disminuye su estado de oxidación de cero a –2).

En la segunda ecuación, el oxígeno se oxida, aumenta su estado de oxidación de –2 a cero, mientras que el cloro se reduce, es decir, disminuye su estado de oxidación de +5 a –1.

En las dos ecuaciones, mientras un elemento se oxida, el otro se reduce; no se dan por separado los fenómenos de oxidación y reducción, sino que el uno implica el otro: *en general, toda oxidación implica una reducción*, como ya se mencionó.

El análisis de la siguiente reacción permite afianzar los conceptos planteados en la sección anterior:

Scanned with CamScanner

$$MnO_2 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$

Los estados de oxidación de los diferentes elementos son:

$$Mn^{+4}O_2^{-2} + H^{+1}Cl^{-1} \longrightarrow Mn^{+2}Cl_2^{-1} + H_2^{+1}O^{-2} + Cl_2^0$$

En el dióxido de magnesio, MnO_2, el Mn tiene un estado de oxidación +4, en el $MnCl_2$ en el producto, el Mn aparece con estado de oxidación +2: disminuyó su estado de oxidación de +4 a +2, o sea, se ha reducido.

El cloro en el HCl tiene un estado de oxidación de –1 y pasa a un estado de oxidación cero en el cloro molecular, como producto, es decir, aumentó su estado de oxidación de –1 a cero o, en otros términos, es el elemento que se ha oxidado.

Nótese que en el $MnCl_2$, que también es un producto, aparece el cloro, pero su estado de oxidación es igual al del cloro como reactivo. En realidad, lo que sucede es que, durante la reacción, parte del cloro del HCl se oxida y parte queda sin ninguna variación. Este raciocinio se ha de tener en cuenta cuando se estén balanceando ecuaciones por el estado de oxidación.

Para efectos de claridad en los conceptos, obsérvense las tres ecuaciones que se vienen analizando:

$$H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$$

$$KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$$

$$MnO_2 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$

El primer ejemplo es una reacción de redox entre elementos; el segundo, es una reacción de redox entre compuestos. El hidrógeno, en la primera reacción, se ha oxidado, por lo cual se lo llama el agente *reductor*. Se considera que este ha provocado la reducción del oxígeno. Por su parte, el oxígeno se ha reducido y por eso se llama agente *oxidante*. Se considera que este ha provocado la oxidación del hidrógeno.

En el segundo ejemplo, el magnesio se ha reducido y el MnO_2, dióxido de magnesio, *que contiene el átomo de magnesio cuyo estado de oxidación disminuye, se llama agente oxidante.*

El cloro, a su vez, se ha oxidado y el HCl, que contiene el átomo de cloro, cuyo estado de oxidación aumenta, se llama agente reductor.

Obsérvese que se llaman agentes oxidantes aquellas sustancias elementales o compuestas que contienen el átomo o átomos del elemento o de los elementos que se reducen. En otras palabras, el agente oxidante es la sustancia que causa o realiza la oxidación.

Por oposición, se llama agente reductor a aquella sustancia que contiene el átomo o los átomos del elemento o elementos que se oxidan. En otras palabras, el agente reductor es la sustancia que causa o realiza la reducción.

En casos como el del $KClO_3$, en el cual un solo compuesto contiene el elemento que se oxida y el elemento que se reduce en esta instancia, el oxígeno y el cloro, se dice que el $KClO_3$ ha sufrido una autooxidación reducción y, en general, el fenómeno se llama autooxidación reducción.

Ejercicio guía 9.14 **Balancee la siguiente ecuación:**

$$NH_4NO_3 \longrightarrow N_2O + H_2O$$

a. Diga si es una reacción de redox o no

b. Diga cuál es el oxidante y cuál el agente reductor

Solución Como es una reacción en la cual las sustancias de los reactivos y productos no son muchos, fácilmente se percibe que el número de átomos de hidrógeno y el oxígeno

Scanned with CamScanner

quedan igualados colocando un 2 a la molécula de H_2O, así, la ecuación balanceada es:

$$NH_4NO_3 \longrightarrow N_2O + 2H_2O$$

a. Una reacción es de redox cuando hay variación de los estados de oxidación de los elementos que intervienen en ella y, para saber esto, se deben averiguar los estados de oxidación de cada uno de los elementos.

$$N^{-3}H_4^{+1}N^{+5}O_3^{-2} \longrightarrow N_2^{+1}O^{-2} + H_2^{+1}O^{-2}$$

El hidrógeno no varía su estado de oxidación, sino que aparece en los productos y reactivos con +1. El oxígeno tampoco y en ambos miembros de la ecuación aparece con –2.

En cambio, el nitrógeno, que está en el nitrato de amonio con –3, pasa a +1 en el N_2O y el que está con +5, pasa también a +1 en el mismo monóxido de nitrógeno. Claramente se ve que parte del nitrógeno se oxida al aumentar su estado de oxidación de –3 a +1 y parte se reduce al disminuir su estado de oxidación de +5 a +1. Por tanto, es una ecuación redox.

b. El elemento que se oxida es el nitrógeno y el elemento que se reduce también es el nitrógeno, como se demostró en el análisis anterior.

No existe agente oxidante ni agente reductor. Es un proceso de autooxidación –reducción, pues el nitrato de amonio contiene el elemento que se oxida y el elemento que se reduce.

Ejercicio guía 9.15

En el proceso de obtención del hierro, se produce la siguiente reacción:

$$Fe_2O_3 + CO \longrightarrow Fe + CO_2$$

a. Para cada elemento, asigne los estados de oxidación
b. Diga si es una reacción de redox o no
c. ¿Cuál es el elemento oxidado y cuál el reducido?
d. Establezca cuál es el agente oxidante y cuál el reductor

Solución

a. Asignando los estados de oxidación a cada uno de los elementos, se tiene:

$$Fe_2^{+3}O_3 + C^{+2}O \longrightarrow Fe^0 + C^{+4}O_2^{-2}$$

b. Puesto que los estados de oxidación de los elementos varían, entonces, la reacción es redox.

c. El elemento oxidado es el C, ya que su número de oxidación aumenta; es decir, pierde dos electrones al pasar de +2 a +4.

El elemento reducido es el hierro, ya que su número de oxidación disminuye: pasa de +3 a cero, o sea que gana 3 electrones.

d. El agente oxidante es la sustancia cuyo número de oxidación disminuye, gana electrones y, por tanto, se reduce. En este caso, el agente oxidante es el Fe_2O_3, ya que contiene el elemento reducido. De la misma manera, el agente reductor es el CO, ya que tiene el átomo del elemento oxidado.

Ejercicio propuesto 9.11

Para las siguiente ecuaciones:

- $PbS + O_2 \longrightarrow PbO + SO_2$
- $Cu + O_2 \longrightarrow CuO$
- $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

a. Asigne los estados de oxidación a cada elemento
b. Diga cuál es el elemento oxidado y cuál el reducido
c. ¿Cuál es el agente oxidante y cuál el reductor?

Scanned with CamScanner

Balance de ecuaciones por el número de oxidación

Es, quizá, el método más importante para ajustar ecuaciones que todo estudiante d de esforzarse por dominar. A continuación, se dan algunos lineamientos generales pa balancear ecuaciones mediante este método. Sin embargo, solamente la práctica y l ejercicios llevan al manejo aceptable, ya que, en numerosas ocasiones, cada ecuaci exige un determinado criterio para ajustarla.

1. Para escribir la ecuación sin balancear, en forma correcta, es necesario tener pr sente que las fórmulas de los compuestos estén bien escritas.
2. Asignar a todos y cada uno de los elementos su estado de oxidación.
3. Determinar y escribir separadamente dos semirreacciones con los átomos de l elementos que varíen su estado de oxidación. No olvide dejar un espacio antes d la flecha, para indicar los electrones que participan.
4. Igualar, con coeficientes, los átomos de los elementos cuyos estados de oxidació varían. Los subíndices de los iones pasan a ser sus coeficientes y los elemento libres conservan su subíndice.
5. Calcular el número de electrones ganados y perdidos por átomo y por todos l átomos de los elementos que presentan variación en el estado de oxidación.
6. Igualar el número de electrones ganados y perdidos. Se aconseja, para esto, l multiplicación cruzada; es decir, multiplicar el número de electrones ganados po el número de electrones perdidos y viceversa.
7. Sumar término a término las semirreacciones.
8. Colocar los coeficientes que resulten de este proceso a las fórmulas de los com puestos que tienen los elementos cuyo estado de oxidación varía en la ecuació original
9. Terminar el balance de la ecuación por tanteo.

   Con la práctica, estos pasos pueden reducirse a 3 ó 4 pero, para iniciarse en e tema, el seguimiento de ellos puede permitirle buenos resultados.

Ejercicio guía 9.16 **Balancee la siguiente ecuación, teniendo en cuenta el estado de oxidación:**

$$MnO_2 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$

Solución

1. $MnO_2 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$
2. Se asigna el número de oxidación a cada elemento

   $Mn^{+4}O_2^{-2} + H^{+1}Cl^{-1} \longrightarrow Mn^{+2}Cl_2^{-1} + H_2^{+1}O^{-2} + Cl_2^0$
3. Se escriben dos semirreacciones con los elementos que ganan o pierden electrones

   $Mn^{+4} \longrightarrow Mn^{+2}$

   $C^{-1} \longrightarrow Cl_2^0$
4. Se entiende que los cambios en el estado de oxidación se deben a electrones ganados y electrones perdidos: el elemento que se reduce gana electrones y el que se oxida pierde electrones. El Mn se reduce y el Cl se oxida.
5. Se iguala el número de cada elemento a la izquierda y derecha de la ecuación colocando los coeficientes correspondientes.

   $Mn^{+4} \longrightarrow Mn^{+2}$

   $2Cl^- \longrightarrow Cl_2^0$
6. Se asigna el número de electrones ganados y perdidos.

   $Mn^{+4} + 2e^- \longrightarrow Mn^{+2}$

   $2Cl^- - 2e - \longrightarrow Cl_2^0$
7. Se iguala el número de electrones ganados y perdidos. Nótese que, en este caso, son iguales.

Scanned with CamScanner

8. Se suman, término a término, estas semirreacciones.

$$Mn^{+4} + 2e^- \longrightarrow Mn^{+2}$$
$$2Cl^{-1} - 2e^- \longrightarrow Cl_2$$
$$Mn^{+4} + 2Cl^{-1} \longrightarrow Mn^{+2} + Cl_2$$

9. Se colocan los coeficientes que resultan de este proceso a las fórmulas de los compuestos que tienen los elementos cuyo estado de oxidación varía en la fórmula original.

$$MnO_2 + 2HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$

10. Se termina el balance por tanteo.

Nótese que parte del cloro en el HCl se ha oxidado: ha pasado a cloro en estado libre. Este cloro está balanceado. El que forma el $MnCl_2$ no ha cambiado de estado de oxidación y, por tanto, no está balanceado. A partir de la ecuación misma, se puede establecer que, de una molécula de MnO_2, se forma una de $Mn\,Cl_2$. Entonces, para equilibrar estos dos átomos de cloro, se necesitan dos moles más de ácido clorhídrico en los reactivos. Por tanto, se tiene:

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$

En este momento, sólo falta igualar el hidrógeno y el oxígeno. En la parte izquierda, hay dos átomos de oxígeno mientras que, en la derecha, sólo hay uno. Para balancear el oxígeno, se coloca un 2 a la molécula de H_2O, con lo cual también queda balanceado el H y la ecuación estequiométrica es:

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

rcicio propuesto 9.12 **Balancee la siguiente ecuación, por el método del número de oxidación:**

$$KMnO_4 + HCl \longrightarrow KCl + MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$

Ejercicio guía 9.17 **Balancee la siguiente ecuación, por el método del número de oxidación:**

$$PbS + H_2O_2 \longrightarrow PbSO_4 + H_2O$$

Solución

1. Se escribe la ecuación original:

$$PbS + H_2O_2 \longrightarrow PbSO_4 + H_2O$$

2. Se asignan números de oxidación a cada elemento

$$Pb^{+2}S^{-2} + H_2^{+1}O_2^{-1} \longrightarrow Pb^{+2}S^{+6}O_4^{-2} + H_2^{+1}O^{-2}$$

3. Se establece cuáles son los elementos cuyo estado de oxidación ha variado y se escribe aparte

$$S^{-2} \longrightarrow S^{+6}$$
$$O_2^{-1} \longrightarrow O^{-2}$$

4. Se supone que los cambios en el estado de oxidación se deben a electrones ganados y perdidos. El S se oxida y el O_2 se reduce.

5. Se iguala cada elemento a izquierda y derecha.

$$S^{-2} \longrightarrow S^{+6}$$
$$O_2^{-1} \longrightarrow 2O^{-2}$$

6. Se asigna el número de electrones ganados y perdidos.

$$S^{-2} - 8e^- \longrightarrow S^{+6}$$
$$O_2^{-1} + 2e^- \longrightarrow 2O^{-2}$$

7. Se iguala el número de electrones ganados y perdidos, puesto que, en esta reacción, este número no es igual. Se multiplica el número de electrones ganados por el número de electrones perdidos y viceversa.

Scanned with CamScanner

8. Se suman, término a término, las dos semirreacciones:

$(S^{-2} - 8e^- \longrightarrow S^{+6}) \times 2 \longrightarrow 2S^{-2} - 16e^- \longrightarrow 2S^{+6}$

$(O_2^{-1} + 2e^- \longrightarrow 2O^{-2}) \times 8 \longrightarrow 8O_2^{-1} + 16e^- \longrightarrow 16O^{-2}$

$$2\,S^{-2} + 8O_2^{-1} \longrightarrow 2\,S^{+6} + 16O^{-2}$$

9. Se colocan los coeficientes que resultan de este proceso a las fórmulas que contien los elementos cuyos estados de oxidación han variado:

$2PbS + 8H_2O_2 \longrightarrow 2PbSO_4 + 16H_2O$

10. Se termina el balance por tanteo.

Obsérvese que, en la parte izquierda de la ecuación, aparecen 16 átomos de hid geno, mientras que a la derecha, hay 32.

El hidrógeno se balancea dividiendo por 2 el número de moléculas de H_2O de derecha, con lo cual se obtiene la ecuación:

$2PbS + 8H_2O_2 \longrightarrow 2PbSO_4 + 8H_2O$ que está completamente balanceada.

Ejercicio propuesto 9.13 **Balancee la siguiente ecuación, por el número de oxidación:**

$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 + H_2O.$

Ejercicio guía 9.18 **Balancee la siguiente ecuación, por el número de oxidación:**

$I_2 + Na_2S_2O_3 \longrightarrow Na_2S_4O_6 + NaI$

Solución

1. $I_2 + Na_2S_2O_3 \longrightarrow Na_2S_4O_6 + NaI$

2. $I_2^0 + Na_2^{+1}S_2^{+2}O_3^{-2} \longrightarrow Na_2^{+1}\,S_4^{+2.5}O_6^{-2} + Na^{+1}I^{-1}$

3. $I_2^0 \longrightarrow I^{-1}$

   $S_2^{+2} \longrightarrow S_4^{+2.5}$

4. Suponer que los cambios en el estado de oxidación se deben a electrones ganad y perdidos. El I_2 se reduce y el S_2 se oxida.

5. $I_2^0 \longrightarrow 2I^{-1}$

   $2S_2^{+2} \longrightarrow S_4^{+2.5}$

6. Se asigna el número de electrones ganados y perdidos.

   $I_2^0 + 2e^- \longrightarrow 2I^{-1}$

   $2\,S_2^{+2} - 2e^- \longrightarrow S_4^{+2.5}$

7. Como el número de electrones ganados y perdidos es el mismo, queda igual.

   $I_2 + 2e^- \longrightarrow 2\,I^{-1}$

   $2\,S_2^{+2} - 2e^- \longrightarrow S_4^{+2.5}$

Scanned with CamScanner

8. Sumar término a término

$$I_2 + 2e^- \longrightarrow 2I^{-1}$$

$$2S_2^{-2} - 2e^- \longrightarrow S_4^{+2.5}$$

$$I_2 + 2S_2^{+2} \longrightarrow 2I^{1-} + S_4^{+2.5}$$

9. Se asignan los coeficientes.

$$I_2 + 2Na_2S_2O_3 \longrightarrow Na_2S_4O_6 + 2NaI \text{ , ecuación balanceada.}$$

Ejercicio guía 9.19 **Balancee la siguiente ecuación, por el método de oxidación:**

$$K_2Cr_2O_7 + Fe(SO_4) + H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2(SO_4) + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$$

Solución

1. Elaborar una lista de los elementos que participan en la reacción, así como sus estados de oxidación inicial y final.

$$K_2^{+1}Cr_2^{+6}O_7^{-2} + Fe^{+2}(S^{+6}O_4^{-2}) + H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2} \longrightarrow Cr_2^{+3}(S^{+6}O_4^{-2})_3 + K_2^{+1}(S^{+6}O_4^{-2})_3 + Fe_2^{+3}(S^{+6}O_4^{-2})_3 + H_2^{+1}O^{-2}$$

	estado de oxidación inicial	estado de oxidación final
K	+1	+1
Cr	+6	+3
O	−2	−2
Fe	+2	+3
S	+6	+6
H	+1	+1

2. Plantear una semireacción química para cada uno de los elementos que cambia su estado de oxidación.

$$Cr^{+6} \longrightarrow Cr^{+3}$$

$$Fe^{+2} \longrightarrow Fe^{+3}$$

3. Analizar cada semireacción

En el caso del cromo, se observa que pasó de +6 a +3; esto significa que cada átomo de cromo donó 3 electrones, es decir el cromo se redujo.

El proceso de reducción del cromo se puede expresar así:

$$Cr^{+6} - 3e^- \longrightarrow Cr^{+3}$$

De otra parte, en la ecuación inicial se puede observar que en cada molécula de $K_2Cr_2O_7$ hay 2 átomos de Cr, entonces la ecuación anterior se balancea como:

$$2Cr^{+6} - 6e^- \longrightarrow 2Cr^{+3}$$

El hierro pasó de +2 a +3. Es decir, cada átomo de hierro recibió 1 electrón; se dice en este caso que el hierro se oxidó.

El proceso de oxidación del hierro, se puede expresar así:

$$Fe^{+2} + 1e^- \longrightarrow Fe^{+3}$$

En el caso del hierro, se observa un solo átomo en la molécula de $Fe(SO_4)$ en los reactivos. Por esta razón la ecuación se multiplicaría por 1, la ecuación final para el hierro queda igual sin interesar que a la derecha se presenten 2 átomos de Fe en la molécula de $Fe_2(SO_4)_3$.

Scanned with CamScanner

4. Para igualar el número de electrones ganados y perdidos se toman los coeficientes del número de electrones de la primera ecuación y se multiplica TODA la segunda ecuación por este número. De igual manera, el coeficiente del número de electrones de la segunda ecuación se utilizará para multiplicar TODA la primera ecuación.

   $1(2Cr^{+6} + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{+3})$

   $6(Fe - 1e^- \longrightarrow Fe^{+3})$

5. Se suman las dos ecuaciones

   $2Cr^{+6} + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{+3}$
   $6Fe^{+2} - 6e^- \longrightarrow 6Fe^{+3}$

   $2Cr^{+6} + 6Fe^{+2} \longrightarrow 2Cr^{+3} + 6Fe^{+3}$

   En este punto, el balanceo de carga, es decir igual número de electrones a la izquierda y a la derecha de la ecuación, está finalizado.

   NOTA: Durante el balanceo de cualquier ecuación química, al final de esta suma *necesariamente* se debieron cancelar por sí solos los electrones (e^-). De no ser así, verifique los pasos anteriores.

6. Después de hacer el balanceo de carga, se procede a realizar el balanceo de masas. Se toman los coeficientes que resultaron para cada elemento en el paso anterior, y se ajustan en la ecuación inicial.

   $K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$

   $K_2Cr_2O_7$, al quedar con coeficiente 1, ya cumple con la cantidad de Cr que indica el balanceo de la carga. De igual manera, el $Cr_2(SO_4)_3$. No sucede lo mismo con el Fe, se procede a igualar las masas y la ecuación en este punto queda

   $K_2Cr_2O_7 + 6FeSO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 3Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$

7. Se procede a balancear el resto de la ecuación por tanteo, empezando por los elementos metálicos (en este caso el K),

   $K_2Cr_2O_7 + 6FeSO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 3Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$

   luego, los grupos radicales (sulfatos, nitratos, etc.) A la derecha, se tienen trece grupos SO_4, a la izquierda, hay $6Fe(SO_4)$. Los que faltan corresponden al coeficiente del H_2SO_4, es decir siete.

   $K_2Cr_2O_7 + 6FeSO_4 + 7H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 3Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$

8. Finalmente, se balancean los oxígenos que no están incluidos en los grupos SO_4. Así en el $K_2Cr_2O_7$ tiene siete oxígenos, que corresponden al número de átomos de oxígeno en la molécula de agua, a la derecha; por esta razón su coeficiente será.

   $K_2Cr_2O_7 + 6FeSO_4 + 7H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 3Fe_2(SO_4)_3 + 7H_2O$

9. El proceso de balanceo para el hidrógeno está listo en este caso. Los hidrógenos en las 7 moléculas de H_2SO_4 equivalen a los hidrógenos en las 7 moléculas de H_2O.

Ejercicio propuesto 9.14

Balancee la siguiente ecuación, por el número de oxidación:

$HNO_3 + I_2 \longrightarrow NO_2 + HIO_3 + H_2O$

Scanned with CamScanner

Taller 9.2

Ecuaciones estequiométricas y no estequiométricas y algunos métodos para balancear ecuaciones

Logros

- Diferenciar una ecuación estequiométrica de una no estequiométrica.
- Precisar los criterios para balancear ecuaciones químicas por el método de tanteo y el de oxidación reducción.
- Balancear ecuaciones por los métodos descritos anteriormente.
- Fomentar el trabajo individual y grupal y el espíritu de tolerancia y participación.

Conocimientos previos

Determine el número de oxidación para cada átomo en las siguientes moléculas:

$KMnO_4$, Ag_2S, P_2O_3, SiO_2, $Ca_3(PO_4)_2$, Cr_2O_3, H_2O_2

Procedimiento

Con base en las explicaciones dadas en esta unidad, precise lo siguiente:

1. ¿Cuál es la diferencia entre una ecuación estequiométrica y una no estequiométrica?
   Dé algunos ejemplos.
2. Determine, en las siguientes ecuaciones, cuáles corresponden a ecuaciones estequiométricas y cuáles no. Dé las razones para cada caso.
   a. $FeS_2 + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + SO_2$
   b. $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$
   c. $Cl_2 + KOH \longrightarrow KCl + KClO + H_2O$
   d. $3KClO \longrightarrow 2KCl + KClO_3$
   e. $KClO_3 \longrightarrow KClO_4 + KCl$
   f. $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$
3. Balancee por tanteo las siguientes ecuaciones:
   a. $KClO_4 \longrightarrow KCl + O_2$
   b. $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$
   c. $Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$
   d. $H_2O \longrightarrow H_2 + O_2$
   e. $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
4. Balancee las siguientes ecuaciones, por el método de oxidación reducción:
   a. $BaCO_3 + C + H_2O \longrightarrow CO + Ba(OH)_2$
   b. $MnCl_2 + Br_2 + NH_4OH \longrightarrow MnO_2 + NH_4Cl + NH_4Br + H_2O$
   c. $MoO_3 + Zn + H_2SO_4 \longrightarrow MoO_3 + ZnSO_4 + H_2O$
   d. $H_2SO_4 + Cu \longrightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$
   e. $HNO_2 + HI \longrightarrow NO + I_2 + H_2O$
5. Resuelva, además, los ejercicios sobre balance de ecuaciones que se encuentran precedidos de los numerales 9.5 y 9.6 en la autoevaluación.

Autoevaluación

9.1 Introducción

1. Explique y dé ejemplos donde se ponga de manifiesto la existencia de reacciones químicas.
2. Describa algunos cambios químicos de su entorno.

9.2 Ecuaciones químicas

1. Establezca la relación entre una reacción química y una ecuación química.
2. Describa con palabras las siguientes ecuaciones:
   $2HgO + O_2 \longrightarrow 2Hg + O_2$
   $HgS + O_2 \longrightarrow Hg + SO_2$
3. ¿Por qué es importante escribir correctamente las fórmulas y los símbolos de las sustancias al escribir ecuaciones químicas?

Scanned with CamScanner

9.3 Clases de reacciones químicas

1. Con ejemplos, explique las clases de reacciones químicas.
2. Analice las siguientes reacciones y ubíquelas dentro de las clases establecidas. Una misma reacción puede pertenecer a varios grupos:

   a. $2HgO_{(s)} + \underset{\text{Electrólisis}}{\Delta} \longrightarrow 2Hg_{(l)} + Cl_{2\,(g)}$

   b. $2NaCl_{(ac)} \longrightarrow Na_{(s)} + Cl_{2\,(g)}$

   c. $2Cs_{(s)} + Br_{2(l)} \longrightarrow 2CsBr_{(s)}$

   d. $HNO_{3(ac)} + NaOH_{(ac)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + NaNO_{3\,(ac)}$

   c. $Al_{(s)} + H_2SO_{4\,(ac)} \longrightarrow Al_2(SO_4)_{3\,(ac)} + H_{2\,(g)}$
3. ¿En qué consiste la serie de actividad de los metales?
4. ¿En qué condiciones un metal desplaza el hidrógeno de sus ácidos?
5. Prediga cuáles de las siguientes reacciones ocurren y cuáles no:
   a. $Pb + KCl \longrightarrow$
   b. $Al + HCl \longrightarrow$
   c. $Na + AgNO_3 \longrightarrow$
   d. $Au + HCl \longrightarrow$

   Explique sus respuestas.

9.4 Ecuaciones químicas y cambios en el número de oxidación

1. ¿Cómo se clasifican las ecuaciones según el número de oxidación?
2. De las siguientes ecuaciones, establezca cuáles son de redox y cuáles no:
   a. $KClO_{4\,(s)} \longrightarrow KCl_{(s)} + 2O_{2\,(g)}$
   b. $3Mg_{(s)} + N_{2(g)} \longrightarrow Mg_3N_{2\,(s)}$
   c. $C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O$
   d. $NaOH + HNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$
   e. $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$

9.5 Ecuaciones estequiométricas y no estequiométricas

1. ¿Qué es una ecuación estequiométrica?
2. ¿Cómo se puede convertir una ecuación no estequiométrica en estequiométrica?
3. Para cada uno de los siguientes casos, diga cuáles son subíndices y cuáles coeficientes:
   $2Ca_3(PO_4)_2$; $3AlCl_3$; Na_2SO_4; $2Na_2S_2O_3$
4. ¿Por qué son importantes las ecuaciones estequiométricas?
5. De las siguientes ecuaciones, ¿cuáles son estequiométricas y cuáles no? Balancee, por tanteo, las que no sean estequiométricas.
   a. $K_{(s)} + Cl_{2\,(g)} \longrightarrow KCl_{(s)}$
   b. $PbO_{2\,(s)} \longrightarrow Pb_{(s)} + O_{2\,(g)}$
   c. $Fe_2O_{3\,(s)} + Al_{(s)} \longrightarrow Al_2O_{3\,(s)} + Fe_{(s)}$
   d. $Cu_{(s)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow CuO_{(s)}$
   e. $Na_{(s)} + ZnSO_{4\,(ac)} \longrightarrow Na_2SO_{4\,(ac)} + Zn_{(s)}$

9.6 Formas de balancear ecuaciones químicas

1. Balancee, por tanteo, las siguientes ecuaciones:
   a. $Fe_{(s)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow Fe_2O_{3\,(g)}$
   b. $P_{4\,(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow PCl_{3(l)}$
   c. $K_{(s)} + N_{2\,(g)} \longrightarrow K_3N_{(s)}$
   d. $B_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow BCl_{3(l)}$
2. Explique por qué la oxidación y la reducción se suceden simultáneamente en una reacción química.

Scanned with CamScanner

3. En las siguientes semirreacciones, diga cuáles son de oxidación y cuáles de reducción:
   a. $Na^{+} + 1e^{-} \longrightarrow Na$
   b. $Ca - 2e^{-} \longrightarrow Ca^{+2}$
   c. $MnO_4 + 8H^{+} + 5e^{-} \longrightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$
   d. $Br_2 + 2e^{-} \longrightarrow 2Br^{-}$
   e. $Fe^{+2} - 1e^{-} \longrightarrow Fe^{+3}$
   f. $Pb^{+2} + 2e \longrightarrow Pb_{(s)}$

4. Para las siguientes ecuaciones, escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción, y diga cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor:
   a. $Al^{+3} + Pb^{+2} \longrightarrow Al^{+3} + Pb$
   b. $SO_4^{-2} + Zn \longrightarrow Zn^{+2} + SO_2$
   c. $I^{-} + NO_3^{-} \longrightarrow I_2 + NO$
   d. $HNO_3 + HI \longrightarrow NO + I_2 + H_2O$
   e. $I_2O_3 + CO \longrightarrow I_2 + CO_2$
   f. $H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$

5. Ayudado por una recta en los números naturales, explique la variación del número de oxidación durante un proceso redox.

6. Balancee las siguientes ecuaciones, por el número de oxidación:
   a. $KClO + H_2 \longrightarrow KCl + H_2O$
   b. $HNO_2 + HI \longrightarrow NO + I_2 + H_2O$
   c. $SnSO_4 + FeSO_4 \longrightarrow Sn + Fe_2(SO_4)_3$
   d. $MnO_2 + Al \longrightarrow Al_2O_3 + Mn$
   e. $NH_3 + O_2 \longrightarrow NO + H_2O$
   f. $C_2H_2 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
   g. $KI + H_2SO_4 \longrightarrow H_2S + H_2O + I_2 + K_2SO_4$
   h. $Ag + H_2SO_4 \longrightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + H_2O$
   i. $I_2O_5 + CO \longrightarrow I_2 + CO_2$
   j. $KMnO_4 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2 + KCl$
   k. $SiCl_4 + Si \longrightarrow Si_2Cl_6$
   l. $Al_2S_3 + H_2O \longrightarrow Al(OH)_3 + H_2S.$

7. Con base en la información de la rejilla siguiente, responda las preguntas que se formulan a continuación.
   a. ¿A qué sustancia debe colocarse el número de la casilla 4 como coeficiente para que la ecuación de la casilla 1 se haga estequiométrica?
   b. ¿En qué casilla se encuentra el estado de oxidación del elemento que se representa en la casilla 2?
   c. ¿En qué casilla se encuentra el elemento oxidado?
   d. ¿En qué casilla se encuentra el elemento reducido?
   e. ¿A qué elemento pertenece el número de oxidación que aparece en la casilla 3?
   f. Escriba la fórmula para la sustancia cuyo nombre se encuentra en la casilla 6.

1. $KClO_4 \longrightarrow KCl + O_2$		
2. O_2	3. -1	4. 2
5. Cl	6. Potasio perclorato	7. 0

8. Tome como referencia los siguientes procesos, los cuales implican diversas reacciones químicas. Luego, realice un ensayo sobre el tema escogido, donde considere los cambios químicos del proceso.
   a. Crecimiento de las plantas
   b. Oxidación del acero
   c. Proceso de fermentación de la caña de azúcar o de la uva
   d. Combustión de gas natural
   e. Procesos de decoloración

Términos clave y diagramas conceptuales

1. Explique el significado de por lo menos 5 palabras o expresiones de la sección términos clave.
2. Elabore el mayor número de frases con sentido químico, a partir de los diagramas.

Scanned with CamScanner

Los clorofluorocarbonados destruyen la capa de ozono

Como su nombre lo indica, estos compuestos están formados por cloro, flúor y carbono. Fueron sintetizados por primera vez en los años 20 y, desde entonces, han sido ampliamente empleados en la industria de refrigerantes, aire acondicionado, solventes, esterilizantes, espumas plásticas, pinturas, perfumes, desodorantes, insecticidas y aerosoles para el cabello.

Químicamente, los clorofluorocarbonados son sustancias inertes; por tanto, una vez liberados a la atmósfera no se destruyen sino que permanecen allí hasta cuando por difusión alcanzan la estratosfera. Allí, en contacto con los rayos ultravioleta del Sol, se descomponen al liberar un átomo de cloro.

El cloro atómico liberado mediante este proceso de fotodescomposición ataca y destruye una molécula de ozono.

En la siguiente figura, se ilustran los efectos del diclorodifluorometano, CF_2Cl_2, sobre el ozono en la estratosfera y el proceso de eliminación del cloro por difusión hacia la troposfera en forma de HCl.

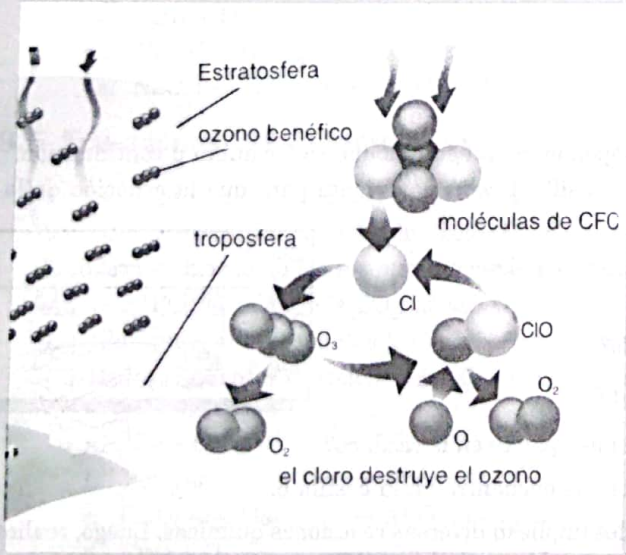


Figura 9.3

El diclorodifluorometano se difunde hasta la estratosfera.

El uso de pinturas, perfumes, desodorantes, aerosoles e insecticidas, así como también la destrucción de equipos de aire acondicionado y refrigerantes liberan CF_2Cl_2 a la atmósfera.

1. El diclorodifluorometano es liberado a la atmósfera.
2. El diclorodifluorometano asciende hasta la estratosfera.
3. Mediante fotodescomposición, se libera un átomo de cloro.
4. El ozono se produce por reacción entre un átomo de oxígeno y una molécula de oxígeno.
5. El cloro atómico ataca la molécula de ozono y produce monóxido de cloro y oxígeno.
6. La molécula de monóxido de cloro, en presencia de oxígeno atómico, libera oxígeno y un átomo de cloro. Este átomo de cloro vuelve a atacar otra molécula de O_3.
7. Después de destruir cerca de 100,000 moléculas de ozono, el átomo de cloro eventualmente reacciona con el metano, uno de cuyos productos es el ácido clorhídrico, HCl, que se difunde hacia la troposfera. Este ácido se disuelve en agua y regresa a la superficie de la Tierra con la lluvia.

En ausencia del ozono, los rayos ultravioleta del Sol altamente energéticos alcanzarían la superficie de la Tierra y causarían graves daños a la vida.

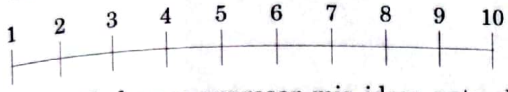
Escriba, en un párrafo, su interpretación acerca de las secciones de clorofluorocarbonados al entrar en contacto con el aire.

Scanned with CamScanner

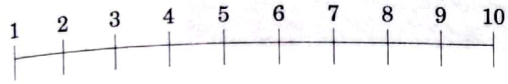
PARA EL PORTAFOLIO

- Asigne un valor en la escala de 1 a 10 a cada uno de los siguientes aspectos. Confronte su calificación con la de otros compañeros, analice los resultados y de ser necesario proponga alternativas frente a aquellos aspectos de baja calificación:

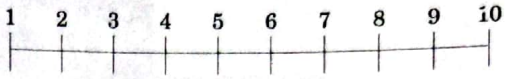
1. Grado de cooperación y solidaridad con mis compañeros de clase.



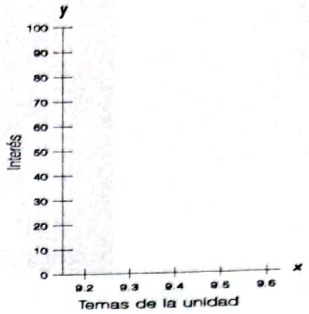
2. Capacidad para expresar mis ideas ante el grupo que conforma la clase.



3. Espíritu de tolerancia y capacidad para aceptar a los demás tal como son.



- Asigne valores a las coordenadas x, y: grafique mediante barras. x representa los temas de la unidad, y representa interés por el estudio de dichos temas.



Scanned with CamScanner

Scanned with CamScanner

Unidad 10

Interpretación de las ecuaciones balanceadas. Estequiometría

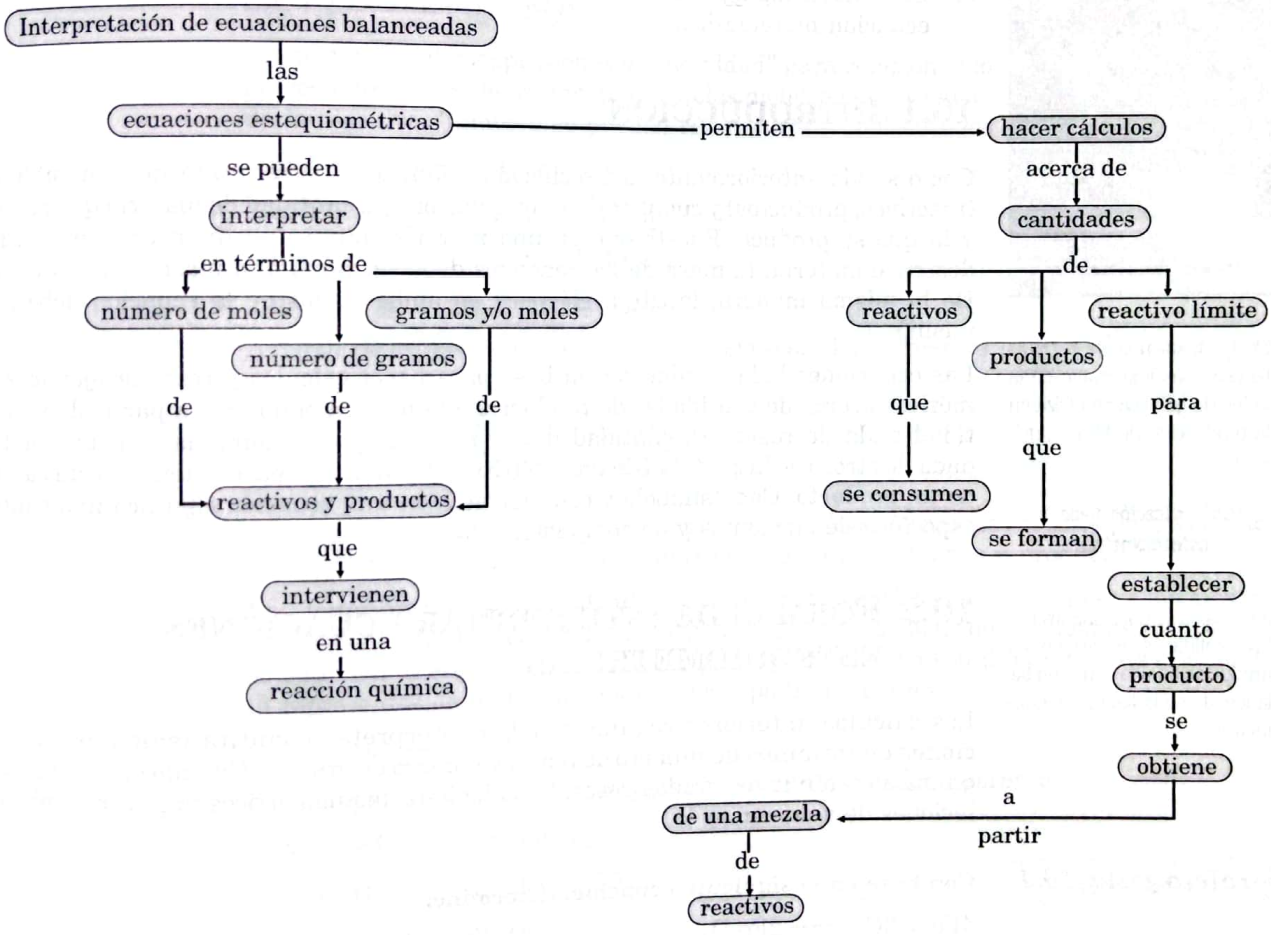


Diagrama 10.1 *Interpretación de ecuaciones balanceadas.*

Scanned with CamScanner

Términos clave

Estequiometría, ecuaciones estequiométricas, cálculos estequiométricos, razón mola reactivo límite, rendimiento teórico, rendimiento real, rendimiento y pureza.

Logros

- Interpretar correctamente una ecuación estequiométrica, en términos de moles gramos tanto de los reactivos como de los productos.
- Convertir moles a gramos y número de átomos en una muestra dada.
- Resolver ejercicios de estequiometría empleando el concepto de razón molar.
- Desarrollar habilidades para establecer relaciones cuantitativas entre reactivos productos en una ecuación estequiométrica.

Conocimientos previos

Analice la siguiente ecuación, que expresa la combustión completa de un pedazo d carbón sólido:

$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$

1. ¿Cuáles son los reactivos y cuáles los productos de la reacción?
2. ¿Es una ecuación estequiométrica?
3. ¿Cuántos átomos de oxígeno se requieren para la combustión completa de un átom de carbono?
4. ¿Cuántas moléculas de CO_2 se producen con 1 átomo de carbono y 2 de oxígeno?
5. Establezca algunas diferencias y semejanzas entre una ecuación química y una ecuación matemática.

El H_2SO_4 es una de las sustancias más importante de la industria química.Se utiliza en la producción de fibras sintéticas.

¿Qué aplicación tiene la estequiometría?

A los cálculos relacionados con las cantidades de reactivos y productos en una ecuación balanceada se le llama estequiometría.

10.1 Introducción

Como se vio anteriormente, una ecuación química nos ofrece información cualitativa (reactivos, productos) y cuantitativa, con relación a la cantidad de materia que participa y la que se produce. Puesto que en una reacción química ordinaria no se crea ni se destruye materia, la masa de los reactivos debe ser igual a la masa de los productos. De la misma manera, la carga eléctrica en ambos lados de la ecuación debe ser la misma.

Las ecuaciones balanceadas son la base para hacer cálculos y resolver ejercicios numéricos acerca de cantidades de productos que pueden obtenerse a partir de una cantidad dada de reactivos, cantidad de un reactivo que se combina con una cantidad dada de otro, o de la cantidad de un reactivo que se requiere para obtener cierta cantidad de un producto. Cada símbolo y cada fórmula en una ecuación significa una cantidad específica de elementos y de compuestos.

10.2 Formas de interpretar ecuaciones estequiométricas

Los cálculos anteriores requieren saber interpretar cuantitativamente las ecuaciones en términos de número de moles y número de gramos. Cuando en las reacciones químicas están involucrados gases, los cálculos estequiométricos implican también relaciones de volumen.

Ejercicio guía 10.1

Con base en la siguiente ecuación, determine:

$4Fe + 3O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$

a. ¿Es una ecuación estequiométrica?
b. ¿Cuántas moléculas de oxígeno se requieren para oxidar los 4 átomos de hierro?
c. Cantidad en gramos de cada reactivo y del producto.

Scanned with CamScanner

Solución

a. La ecuación es estequiométrica. Ambos lados de la flecha tienen el mismo número de átomos, así: Fe = 4 át; O = 6 át.

b. Se requieren 3 moléculas de oxígeno para oxidar los 4 át de hierro.

c. La masa de cada átomo de hierro es 55.8 g, y del oxígeno (O_2) es 32 g

gramos de Fe = 4 át × 55.8 g = 223.2 g

gramos de O_2 = 3 mol × 32 g = 96 g

gramos de Fe_2O_3 = 2(2 × 55.8 + 3 × 16) = 319.2 g

Esto significa que 223.2 gramos de hierro, reaccionan con 96 gramos de oxígeno para producir 319.2 gramos de trióxido de hierro.

rcicio propuesto 10.1

Interprete las siguientes ecuaciones, en términos de moles, átomos gramo y gramos.

a. $2AsH_3 \longrightarrow 2As + 3H_2$ b. $C + O_2 \longrightarrow CO_2$ c. $3H_2 + N_2 \longrightarrow 2NH_3$

10.3 CONCEPTO DE RAZÓN MOLAR

Una ecuación también se puede interpretar en términos de moles. En una ecuación balanceada como la combustión completa del metano,

$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$

se pueden escribir expresiones de "igualdad" para relacionar los moles de los reactivos entre sí, los moles de los reactivos con los moles de un producto usando los coeficientes de la ecuación. También se pueden relacionar los moles de los productos entre sí.

1 mol de CH_4 = 2 mol de O_2

1 mol de CO_2 = 2 moles de H_2O

1 mol de CH_4 = 1 mol de CO_2

2 mol de O_2 = 2 moles de H_2O

A partir de estas igualdades, se pueden expresar los siguientes factores de conversión:

$$\frac{1 \text{ mol de } CO_2}{2 \text{ moles } H_2O}; \frac{1 \text{ mol de } CH_4}{1 \text{ mol de } CO_2}; \frac{2 \text{ mol de } O_2}{2 \text{ moles } H_2O}$$

o sus recíprocos. Estos factores de conversión se llaman razones molares para los reactivos entre sí, para los productos entre sí o para los reactivos y productos.

Las anteriores no son igualdades en el estricto sentido, ya que estas relaciones se aplican sólo para una ecuación en particular. Cuando, a partir de las mismas sustancias, se obtienen diferentes productos, las igualdades también son diferentes. Es el caso de la representación de la combustión incompleta del metano.

$3CH_4 + 4O_2 \longrightarrow 2CO + 6H_2O + C$

donde, para los mismos reactivos, se obtienen igualdades diferentes.

3 moles de CH_4 = 4 mol de O_2

4 mol de O_2 = 2 moles de CO

2 moles de CO = $6H_2O$

Ejercicio guía 10.2

Establezca la razón molar del $KClO_3$ a oxígeno en la siguiente ecuación:

$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2$

Scanned with CamScanner

Solución

Como los coeficientes de la ecuación balanceada dan igualdad entre los moles de estas dos sustancias, entonces, la razón molar es:

$$\frac{2 \text{ moles } KClO_3}{3 \text{ moles de } O_2}$$

Ejercicio propuesto 10.2

Establezca la razón molar entre el Cl_2 y el H_2, y entre el Zn y el H_2, en las siguientes ecuaciones:

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$
$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

En los cálculos estequiométricos, los factores de conversión o razones molares se emplean en la forma convencional y se obtienen a partir de las ecuaciones balanceadas.

A continuación, se presentan algunos ejercicios guía que ilustran los tipos de problemas que se pueden presentar en estequiometría.

Relaciones entre moles

Ejercicio guía 10.3

La descomposición de HCl por el Al se representa por la siguiente ecuación balanceada:

$$2Al\,(s) + 6HCl\,(ac) \longrightarrow 2AlCl_3\,(ac) + 3H_2\,(g)$$

a. ¿Cuántos moles de hidrógeno se producen a partir de 2 moles de HCl?

b. ¿Cuántos átomos gramo de aluminio se requieren para reaccionar completamente con 2 moles de HCl?

Solución

a. La razón molar del ácido clorhídrico al hidrógeno es:

$$\frac{6 \text{ moles de HCl}}{3 \text{ moles de } H_2};$$

éste es el factor de conversión, que permite transformar moles de hidrógeno en moles de HCl, puesto que lo que se requiere es moles de hidrógeno. Entonces, el factor de conversión es el inverso:

Cantidad y unidades dadas | x | *factor de conversión* = cantidad y unidades requeridas

$$\frac{3 \text{ moles de } H_2}{6 \text{ moles de HCl}}; \text{ así}$$

$$2 \cancel{\text{ moles de HCl}} \times \frac{3 \text{ moles de } H_2}{6 \cancel{\text{ moles de HCl}}} = 1 \text{ mol de } H_2$$

b. La razón molar (más exactamente, la razón átomo gramo Al a moles de HCl) del aluminio al ácido clorhídrico es:

$$\frac{2 \text{ átomos gramo Al}}{6 \text{ moles de HCl}}$$

que es el factor de conversión del ácido clorhídrico al aluminio. Aplicando este factor, se tienen:

Cantidad y unidades dadas | x | *factor de conversión* = cantidad y unidades requeridas

$$2 \cancel{\text{ moles de HCl}} \times \frac{2 \text{ átomos gramo de Al}}{6 \cancel{\text{ moles de HCl}}} = 0.67 \text{ átomos gramo de Al}$$

Ejercicio propuesto 10.3

La obtención industrial del amoníaco a partir de sus elementos, se representa por la siguiente ecuación:

$$3H_2 + N_2 \longrightarrow 2NH_3$$

Scanned with CamScanner

a. Calcule cuántos moles de amoníaco se obtienen a partir de 9 moles de hidrógeno.
b. Calcule cuántos moles de hidrógeno se requieren para producir 0.5 moles de amoníaco.

Ejercicio guía 10.4

Escriba una ecuación balanceada para la descomposición del $CaCO_3$ en óxido de calcio y dióxido de carbono y diga cuántos moles de dióxido de carbono se producen a partir de 3 moles de $CaCO_3$.

Solución

La reacción, en general, de un carbonato con un ácido es una reacción de descomposición a partir de la cual se obtiene el óxido del metal y se desprende CO_2.

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$$

Obsérvese que la ecuación está balanceada. La razón molar del carbonato al dióxido de carbono es:

$\frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{1 \text{ mol } CO_2}$; éste es el factor de conversión

que permite expresar el dióxido de carbono, CO_2, en carbonato de calcio, $CaCO_3$. Puesto que se requiere el número de moles de CO_2, entonces, el factor de conversión es el inverso.

Cantidad y unidades dadas | x | *factor de conversión* = cantidad y unidades requeridas

$\frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CaCO_3}$ y la solución del ejercicio se obtiene:

$$3 \text{ moles } CaCO_3 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CaCO_3} = 3 \text{ moles de } CO_2$$

El concepto de que la razón molar relaciona una cantidad nueva, que se requiere, con una cantidad dada es de gran importancia en estequiometría y se puede generalizar así:

Cantidad y unidades dadas | x | *factor de conversión* = *cantidad y unidades requeridas*

En el empleo del factor de conversión, es muy importante establecer claramente la cantidad y unidades dadas, la cantidad y unidades requeridas, y la razón molar que se formula a partir de la ecuación estequiométrica. Para establecer apropiadamente este factor de conversión, tenga presente dejar en el numerador lo que se requiere y en el denominador lo que se tiene.

Relaciones entre moles y gramos

Ejercicio guía 10.5

Calcule los gramos de $KClO_3$ que se requieren para producir 9 moles de oxígeno, según la ecuación.

$$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2$$

Solución

El ejercicio aporta explícitamente el número de moles de oxígeno que se obtienen, la ecuación balanceada y la incógnita en gramos de $KClO_3$.

La solución del ejercicio requiere conocer:

a. Cómo establecer la razón molar del $KClO_3$ al O_2.

$$\frac{2 \text{ moles de } KClO_3}{3 \text{ moles de } O_2}$$

Scanned with CamScanner

b. Los moles de $KClO_3$ deben ser convertidos a gramos a través de su peso molecular:
K: 1 × 39.1 = 39.1 + Cl: 1 × 35.5 = 35.5 + O: 3 × 16.0 = 48.0 = 122.6

c. A partir de la igualdad 1 mol = 122.6 g de $KClO_3$, establecer el factor de conversión apropiado:

$$\frac{122.6 \text{ g } KClO_3}{1 \text{ mol de } KClO_3} = \frac{\text{lo que se requiere}}{\text{lo que se tiene}}$$

d. Operar teniendo en cuenta

$$9.0 \text{ moles } O_2 \times \frac{2 \text{ moles } KClO_3}{3 \text{ moles } O_2} \times \frac{122.6 \text{ g } KClO_3}{1 \text{ mol } KClO_3} = \begin{array}{l}\textit{Cantidad y unidades dadas} \times \textit{factores de conversión} = \textit{cantidades y unidades requeridas}\end{array}$$

$$\frac{9.0 \times 2 \times 122.6 \text{ } KClO_3}{3 \times 1} = 736 \text{ g de } KClO_3$$

Ejercicio guía 10.6

Dada la ecuación: $2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$,

a. ¿Cuántos gramos de $AlCl_3$ se producen a partir de 0.5 moles de HCl?

b. ¿Cuántos gramos de aluminio se requieren para producir 0.4 moles de hidrógeno?

Solución

a. En el enunciado se explicitan la ecuación balanceada, los moles de HCl de partida y la incógnita como gramos de $AlCl_3$.

La solución requiere establecer la razón molar del $AlCl_3$ al HCl en la ecuación balanceada, de tal forma que, en el numerador, queden las unidades que se requieren y, en el denominador, las unidades dadas.

$$\frac{2 \text{ moles de } AlCl_3}{6 \text{ moles de HCl}} = \frac{\text{lo que se requiere}}{\text{lo que se tiene}}$$

Para poder emplear este factor y obtener el resultado en gramos de $AlCl_3$, los moles de este compuesto deben convertirse a gramos a través de su peso molecular:

$3Cl = 3 \times 35.5 \text{ g} = 106.5 \text{ g}$

$27.0 \text{ g} + 106.5 \text{ g} = 133.5 \text{ g}$

Con la igualdad 1 mol = 133.5 g de $AlCl_3$, establecer el factor de conversión apropiado:

$$\frac{133.5 \text{ gramos } AlCl_3}{1 \text{ mol de } AlCl_3} \quad \frac{\text{lo que se requiere}}{\text{lo que se tiene}}$$

Hacer las operaciones teniendo en cuenta:

$$\textit{Cantidad unidades dadas} \times \textit{factores de conversión} = \textit{cantidades y unidades requeridas}$$

$$0.5 \text{ moles HCl} \times \frac{2 \text{ moles } AlCl_3}{6 \text{ moles HCl}} \times \frac{133.5 \text{ g } AlCl_3}{1 \text{ mol } AlCl_3}$$

$$\frac{0.5 \times 2 \times 133.5 \text{ gramos } AlCl_3}{6 \times 1} = 22.25 \text{ gramos de } AlCl_3$$

Scanned with CamScanner

b. Para calcular el número de gramos del aluminio requerido para producir 0.4 moles de H_2 se procede de forma semejante.

La información dada en el enunciado es la misma que en el ejercicio anterior: varían sólo las cantidades y la incógnita.

La solución requiere establecer la razón molar del aluminio al hidrógeno a partir de la misma ecuación:

$$\frac{2 \text{ moles de Al}}{3 \text{ moles } H_2} \quad \boxed{\frac{\text{lo que se requiere}}{\text{lo que se tiene}}}$$

En este caso, no se requieren cálculos para establecer el segundo factor de conversión: basta sólo el peso atómico del aluminio.

El factor de conversión es $\frac{27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}}$

las operaciones son:

$$0.4 \text{ moles } H_2 \times \frac{2 \text{ moles Al}}{3 \text{ moles } H_2} \times \frac{27.0 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} =$$

$$0.4 \times \frac{2 \times 27.0 \text{ g}}{3 \times 1} = 7.2 \text{ g Al}$$

Relaciones entre gramos

Ejercicio guía 10.7

El yoduro de potasio se puede obtener a partir de sus elementos, por la siguiente reacción: $2K + I_2 \longrightarrow 2KI$.

Calcule cuántos gramos del compuesto se pueden obtener a partir de 100 gramos de K.

La solución requiere establecer la razón molar del yoduro de potasio al potasio:

$$\frac{2 \text{ moles de KI}}{2 \text{ moles de K}} \quad \boxed{\frac{\text{lo que se requiere}}{\text{lo que se tiene}}}$$

Puesto que la cantidad de sustancia dada, el potasio, K, está en gramos, se requiere convertirla a moles, lo cual se hace con ayuda del peso molecular.

1 mol de K = 39.1 g. Entonces, el factor de conversión es:

$\frac{1 \text{ mol K}}{39.1 \text{ g}}$ Obsérvese que este factor y el anterior permiten pasar

los 100 g de potasio de partida a moles de KI, puesto que la respuesta se pide en gramos de KI. Aún se requiere otro factor de conversión, que se establece a partir del peso molecular del KI.

1 mol de KI = 166 g

La razón molar es el punto central para construir el esquema de solución de un problema estequiométrico.

El factor de conversión resultante es $\frac{166 \text{ gramos de KI}}{1 \text{ mol de KI}}$

Aplicando una vez más el diagrama general se tiene:

$$100 \text{ g de K} \times \frac{1 \text{ mol K}}{39.1 \text{ g K}} \times \frac{02 \text{ moles KI}}{2 \text{ moles K}} \times \frac{166 \text{ g KI}}{1 \text{ mol KI}} =$$

Scanned with CamScanner

$$100\ \text{g} \times \frac{1}{39.1} \times \frac{2}{2} \times \frac{166\ \text{g KI}}{1} = 424.5\ \text{gramos KI}$$

Cantidad y unidades dadas × *factores de conversión* = *cantidades y unidades requeridas*

Ejercicio propuesto 10.4 **¿Cuántos gramos de sodio se requieren para reaccionar completamente con 500 gramos de azufre en la reacción $2Na + S \longrightarrow Na_2S$?**

A partir de los ejemplos anteriores, se ha establecido el diagrama 10.2.

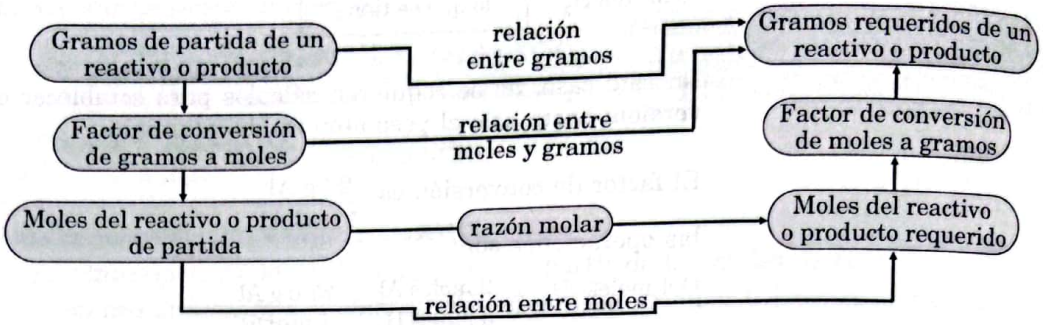


Diagrama 10.2 *Representación de una forma general de analizar y resolver problemas de estequiometría.*

Utilizando el diagrama anterior, algunos de los ejercicios guía anteriores se sintetizan así:

Relaciones entre moles

Ejercicio guía 10.8 **¿Cuántos moles de hidrógeno se obtienen en la siguiente reacción a partir de 2 moles de HCl?**

$$2Al_{(s)} + 6HCl_{(ac)} \longrightarrow 2AlCl_{3(ac)} + 3H_{2(g)}$$

Solución Puesto que el reactivo de partida y el producto requerido están en moles, es una conversión de un solo paso con base en la parte baja del diagrama. Utilizando la razón molar, se tienen:

$$2\ \text{~~moles de HCl~~} \times \frac{3\ \text{moles } H_2}{6\ \text{~~moles HCl~~}} = \mathbf{1\ mol\ de\ H_2}$$

Relaciones gramos a moles

Ejercicio guía 10.9 **¿Cuántos gramos de $KClO_3$ se requieren para producir 9 moles de oxígeno?**

Según la ecuación:

$$2KClO_3 \xrightarrow[\Delta]{} 2KCl + 3O_2$$

Solución Dado que las sustancias de partida, el oxígeno, en este caso, está en moles, se requiere un factor de conversión de moles a gramos de $KClO_3$, lo cual se hace a través del peso molecular, así:

$$9\ \text{~~moles de } O_2\text{~~} \times \frac{2\ \text{~~moles } KClO_3\text{~~}}{3\ \text{~~moles } O_2\text{~~}} \times \frac{122.6\ \text{g } KClO_3}{1\ \text{~~mol } KClO_3\text{~~}} = \text{~~735.6 g } KClO_3$$

Relaciones entre gramos

Ejercicio guía 10.10 **¿Cuántos gramos de yoduro de potasio, KI, se pueden obtener en la siguiente reacción a partir de 100 g de K, $2K + I_2 \longrightarrow 2KI$?**

Scanned with CamScanner

Solución Puesto que tanto el producto de partida como el reactivo requerido están en gramos, se requieren dos factores de conversión, además de la razón molar, así:

$$100 \text{ g de K} \times \frac{1 \text{ mol de K}}{39.1 \text{ g K}} \times \frac{2 \text{ moles KI}}{2 \text{ moles K}} \times \frac{166 \text{ g KI}}{1 \text{ mol KI}} = 424.55 \text{ g de KI}$$

Ejercicio propuesto 10.5 **Empleando el esquema general, resuelva los siguientes ejercicios:**

a. ¿Cuántos átomos gramo de aluminio se requieren para reaccionar completamente con 2 moles de HCl, según la ecuación

$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$

b. Calcule cuántos moles de $CaCO_3$ se requieren para producir 60 gramos de CO_2 según la ecuación

$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

Taller 10.1

Formas de interpretar ecuaciones estequiométricas. Concepto de razón molar

Logros

- Interpretar correctamente las relaciones que se presentan entre los reactivos y los productos en una reacción química estequiométrica.
- Realizar cálculos matemáticos con base en ecuaciones estequiométricas.
- Adquirir y desarrollar habilidades intelectuales a través del estudio organizado y sistemático de las reacciones y ecuaciones químicas balanceadas.

Conocimientos previos

Balancee las siguientes ecuaciones químicas:

$Ca_3P_2 + H_2O \longrightarrow PH_3 + Ca(OH)_2$

$Ba(NO_3)_2 + Fe_2(SO_4)_3 \longrightarrow BaSO_4 + Fe(NO_3)_3$

$KNO_3 + S \longrightarrow SO_2 + K_2O + NO$

$P_4O_6 + I_2 \longrightarrow P_2I_4 + P_4O_{10}$

Procedimiento

Con base en los planteamientos presentados en esta unidad, precise lo siguiente:

1. ¿Qué es una ecuación estequiométrica?
2. Para la siguiente ecuación:

$MnCl_2 + Br_2 + 4NH_4OH \longrightarrow MnO_2 + 2NH_4Cl + 2NH_4Br + 2H_2O$, precise:

   a. ¿Cuántos moles de Br_2 se requieren para reaccionar con un mol de $MnCl_2$?

   b. ¿Cuántos moles de NH_4OH se requieren para reaccionar con tres moles de Br_2?

   c. ¿Cuántos moles de NH_4Br se obtienen cuando se producen dos moles de MnO_2?

   d. ¿Cuántos moles de $MnCl_2$ se requieren para producir 6 moles de NH_4Cl?

3. ¿Cuántos gramos de NaOH se pueden obtener a partir de 2 moles de Na_2CO_3 y suficiente $Ca(OH)_2$ en la siguiente ecuación:

   $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow NaOH + CaCO_3$?

4. ¿Cuántos gramos de P_4 se pueden obtener a partir de 500 g de SiO_2 en la siguiente ecuación:

   $2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 + 10C \longrightarrow 6CaSiO_3 + 10CO + P_4$?

5. Según la ecuación anterior, ¿cuántos gramos de carbono se requieren para reaccionar con 385 g de $Ca_3(PO_4)_2$?

6. El ácido clorhídrico comercial se prepara a través de la siguiente reacción:

   $2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$

   a. ¿Cuántos gramos de HCl se obtiene a partir de 600 gramos de NaCl?

   b. ¿Cuántos gramos de H_2SO_4 se requieren para reaccionar completamente con los 600 gramos de NaCl?

Scanned with CamScanner

10.4 EL REACTIVO LÍMITE

Cuando, para una reacción química, se tienen varias cantidades de reactivos, es preciso determinar cuál es el reactivo límite, es decir, cuál es el reactivo que determina o limita la cantidad de producto que se puede obtener.

El siguiente ejercicio ilustra el concepto de reactivo límite.

Diagrama 10.3
Reactivo límite.

Ejercicio guía 10.11

¿Cuántos moles de HCl pueden obtenerse a partir de 4 moles de H_2 y 3 moles de Cl_2?

$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$

Solución

Las razones molares del hidrógeno y del cloro al HCl son

$$\frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ moles HCl}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol de } Cl_2}{2 \text{ moles HCl}}$$

Sin embargo, para la solución del ejercicio se requieren los inversos de estas fracciones.

A partir de 4 moles de hidrógeno, se obtienen:

$$4 \cancel{\text{moles de } H_2} \times \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \cancel{\text{mol } H_2}} = 8 \text{ moles HCl}$$

y, a partir de 3 moles de Cl_2, se obtienen:

$$3 \cancel{\text{moles}} \text{ de } Cl_2 \times \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \cancel{\text{mol } Cl_2}} = 6 \text{ moles HCl}$$

La cantidad de cloro, 3 moles, limita la producción de HCl, ya que, con esta cantidad, se produce la menor cantidad de HCl. Por tanto, éste es el reactante límite. Esta situación se ilustra a continuación:

$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$

4 moles H_2 + 3 moles Cl_2
↓ ↓

$1H_2 + 1Cl_2 \longrightarrow 2(HCl + HCl) = 2HCl$
$1H_2 + 1Cl_2 \longrightarrow 2(HCl + HCl) = 2HCl$
$1H_2 + 1Cl_2 \longrightarrow 2(HCl + HCl) = 2HCl$
$1H_2 + \text{cero} \longrightarrow \text{no hay reacción}$

Como se puede observar, sobra un mol de hidrógeno: el hidrógeno está en exceso.

Tres moles de cloro requieren sólo 3 moles de hidrógeno para formar la máxima cantidad posible de HCl.

Obsérvese que, según la ecuación

$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$,

un mol de hidrógeno y uno de cloro producen 2 moles de HCl. Entonces, $3H_2 + 3Cl_2 \longrightarrow 6HCl$. Los 3 moles de Cl_2 se consumen completamente con 3 moles de hidrógeno para producir 6 moles de HCl.

Para establecer el reactante límite, se debe trabajar con moles y con la razón molar. Esto significa que, si las cantidades de las sustancias se dan en gramos, éstos deben

Scanned with CamScanner

convertirse a moles antes de tratar de establecer el reactivo límite. Cuando, en un ejercicio, solamente se da la cantidad de un reactivo, se supone que el otro está en exceso.

Ejercicio guía 10.12

Calcule cuántos gramos de fosfato de calcio se pueden producir a partir de la reacción entre 100 gramos de $CaCO_3$ y 70 gramos de H_3PO_4, si la ecuación balanceada es:

$$3CaCO_3 + 2H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 3CO_2 + 3H_2O$$

Solución

En el enunciado se piden los gramos de un producto requerido y se dan las cantidades de los reactivos de partida en gramos, además de la ecuación balanceada.

La solución del ejercicio requiere saber que, cuando se tienen cantidades de dos reactivos, se necesita hallar el reactivo límite antes de hacer los cálculos y que, para establecer el reactivo límite, se deben convertir los gramos a moles.

Por otra parte, una vez seleccionado el reactivo límite en moles, se resuelve el ejercicio igual que los demás ejercicios guía anteriores

$$100 \text{ g } \cancel{CaCO_3} \times \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{100.1 \text{ g } \cancel{CaCO_3}} = 1.0 \text{ mol } CaCO_3$$

$$70.0 \text{ g } \cancel{H_3PO_4} \times \frac{1 \text{ mol } H_3PO_4}{98 \text{ g } \cancel{H_3PO_4}} = 0.714 \text{ moles } CaCO_3$$

Para establecer el reactivo límite se calcula el número de moles del producto requerido a partir de los moles de cada reactivo y la razón molar, así:

Razón molar:

$$1 \text{ } \cancel{\text{mol } CaCO_3} \times \frac{1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2}{3 \text{ } \cancel{\text{moles } CaCO_3}} = 0.334 \text{ moles } Ca_3(PO_4)_2$$

$$0.714 \text{ } \cancel{\text{moles } H_3PO_4} \times \frac{1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2}{2 \text{ } \cancel{\text{moles } H_3PO_4}} = 0.356 \text{ moles } Ca_3(PO_4)_2$$

Puesto que el reactivo límite es aquel que produce el menor número de moles del producto y, en este caso, el menor número de moles de $Ca_3(PO_4)_2$ se produce a partir de 1 mol de $CaCO_3$, éste es el reactante límite.

Utilizando el cálculo en moles de $Ca_3(PO_4)_2$ que se obtiene a partir de 1 mol de $CaCO_3$, la cantidad en gramos de fosfato que se puede obtener es:

$$0.334 \text{ } \cancel{\text{moles } Ca_3(PO_4)_2} \times \frac{310 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2}{1 \text{ } \cancel{\text{mol } Ca_3(PO_4)_2}} = 103.6 \text{ g de } Ca_3(PO_4)_2$$

Nótese que, una vez que se ha seleccionado el reactivo límite, la cantidad del producto requerido, también se conoce. Con estos datos se puede calcular el exceso del otro reactivo.

Ejercicio guía 10.13

Calcule el número de gramos de H_3PO_4 que sobran en la reacción del ejercicio guía anterior.

Solución

A partir del ejercicio guía anterior, se observa que el reactivo en exceso es el H_3PO_4, cuyo número de moles es 0.714.

Tomando este valor como número de moles iniciales de H_3PO_4, el exceso de moles se calcula restando a este número las moles que reaccionan con los moles de reactante

Scanned with CamScanner

límite. Este número se calcula a partir del número de moles del producto obtenido en el reactivo límite y la razón molar, así:

Razón molar

$$1 \text{ moles } CaCO_3 \times \frac{2 \text{ moles } H_3PO_4}{3 \text{ moles } CaCO_3} = 0.667 \text{ moles } H_3PO_4$$

Éste es el número de moles de H_3PO_4 que reaccionó. Luego, el exceso es:

$$0.714 - 0.667 = 0.047 \text{ moles } H_3PO_4$$

Finalmente, este número de moles se expresa en gramos con ayuda del peso molecular del H_3PO_4

$$0.047 \text{ moles } H_3PO_4 \times \frac{98 \text{ g } H_3PO_4}{1 \text{ mol } H_3PO_4} = 4.606 \text{ g } H_3PO_4$$

Ejercicio propuesto 10.6

¿Cuántos gramos de $Mg_3(PO_4)_2$ se producen por la reacción entre 25 gramos de $Mg(OH)_2$ y 35 gramos de H_3PO_4, si la reacción es

$$3Mg(OH)_2 + 2H_3PO_4 \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2 + 6H_2O?$$

Establezca, además, cuántos gramos sobran del reactivo en exceso.

10.5 Rendimiento teórico y rendimiento real

En algunos de los ejercicios guía anteriores, se calculó la cantidad máxima de un producto que se puede obtener a partir de una cantidad dada de un reactivo, más exactamente, a partir del reactivo límite. Esa cantidad máxima en gramos de un producto que se puede obtener a partir de una cantidad del reactante límite con base en una ecuación balanceada se llama rendimiento teórico.

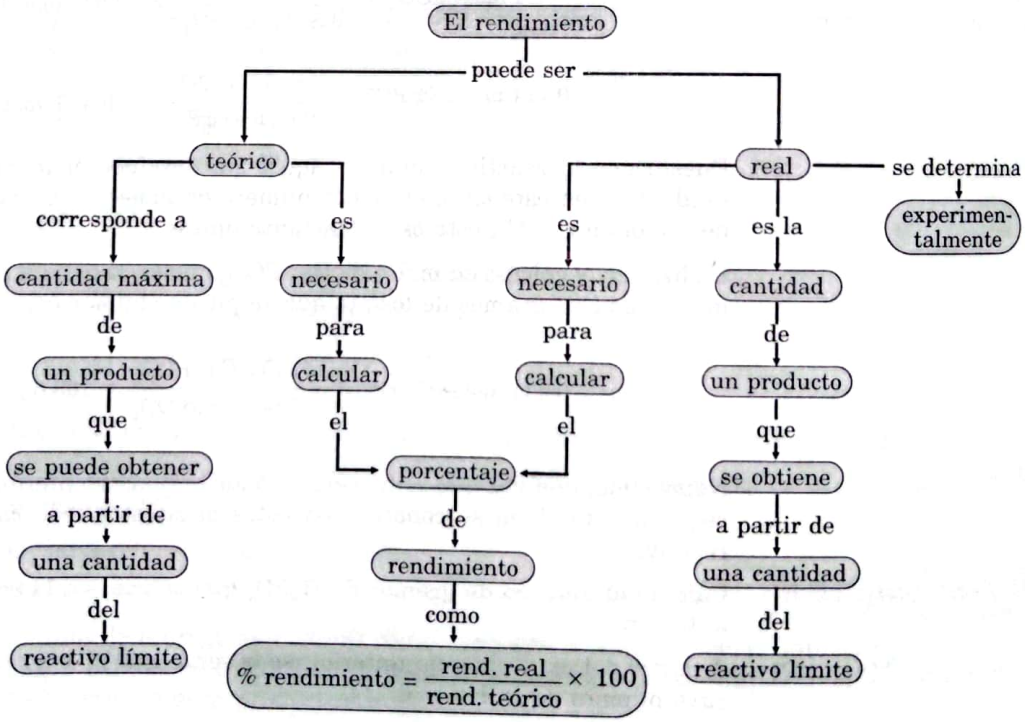


Diagrama 10.3 *Rendimiento teórico y rendimiento real.*

Scanned with CamScanner

Ejercicio guía 10.14

Calcule el rendimiento teórico del $AlCl_3$ para la reacción de 3 moles de Al en la ecuación

$2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$

Solución

El enunciado sólo explicita la incógnita, los moles de aluminio y la ecuación balanceada.

La solución requiere saber que, cuando sólo se da la cantidad de un reactivo, éste es el reactivo límite; el otro, en este caso el cloro, se asume que está en exceso. Además, se debe saber que el rendimiento teórico se da en gramos y saber emplear los factores de conversión y la razón molar como uno de ellos.

La razón molar del $AlCl_3$ al aluminio, Al, según la ecuación es:

$$\frac{2 \text{ moles } AlCl_3}{2 \text{ moles Al}} \qquad \frac{\text{lo que se quiere}}{\text{lo que se tiene}}$$

Además, para expresar el resultado en gramos del producto, o sea $AlCl_3$, se requiere otro factor de conversión de moles de $AlCl_3$ a gramos de $AlCl_3$.

Puesto que:

1 mol de $AlCl_3$ = 133.5 g, el factor de conversión es:

$$\frac{133.5 \text{ gramos } AlCl_3}{1 \text{ mol de } AlCl_3} \quad \text{de donde}$$

$$3 \text{ moles Al} \times \frac{2 \text{ moles } AlCl_3}{2 \text{ moles Al}} \times \frac{133.5 \text{ g } AlCl_3}{1 \text{ mol } AlCl_3} = 406.5 \text{ g } AlCl_3$$

A partir de 3 moles de aluminio, la máxima cantidad de $AlCl_3$ que se puede obtener es 406.5 g. Éste es el rendimiento teórico.

Ejercicio propuesto 10.7

Calcule el rendimiento teórico para el $PbSO_4$, a partir de 0.20 gramos de H_2O_2 en la siguiente reacción: $PbS + 4H_2O_2 \longrightarrow PbSO_4 + 4H_2O$,

El rendimiento real de una reacción química sólo se puede determinar experimentalmente.

En la práctica, ninguna reacción química conduce a obtener el rendimiento teórico. Siempre se pierde algo de producto durante el proceso y, por tanto, se obtiene menos de lo esperado. Estas pérdidas pueden tener diferentes causas como la reacción no es totalmente completa, parte del producto queda en solución o, simplemente, en los procesos de pesada y transferencia se pierde algo del producto. La cantidad real de un producto que se obtiene y que es menor que el rendimiento teórico se llama rendimiento real.

El rendimiento real se expresa como porcentaje de rendimiento y este porcentaje es una medida de la cercanía del rendimiento real al rendimiento máximo o teórico.

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

Ejercicio guía 10.15

Suponga que, en el ejercicio guía anterior, la cantidad real de $AlCl_3$ recogido fue de 400 g, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

Solución

En el enunciado, se da explícitamente la cantidad real de cloruro de aluminio, $AlCl_3$, obtenido: 400 gramos.

La solución requiere conocer la expresión del porcentaje de rendimiento y emplear el valor obtenido en el ejercicio anterior.

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

Reemplazando, se tiene:

Scanned with CamScanner

$$\text{porcentaje de rendimiento} = \frac{400\text{ g } AlCl_3}{406.5\text{ g } AlCl_3} \times 100 = 98.5\%$$

El rendimiento real de la reacción fue de 98.5%

10.6 Rendimiento y pureza

En muchos casos, para llevar a cabo una reacción química, no se cuenta con los reactivos puros. Los materiales de partida están acompañados de impurezas; esto es particularmente cierto en los procesos industriales. Antes de hacer los cálculos estequiométricos en estas reacciones, es preciso calcular la cantidad del reactivo puro que existe, ya que las reacciones químicas suponen combinaciones entre sustancias completamente puras.

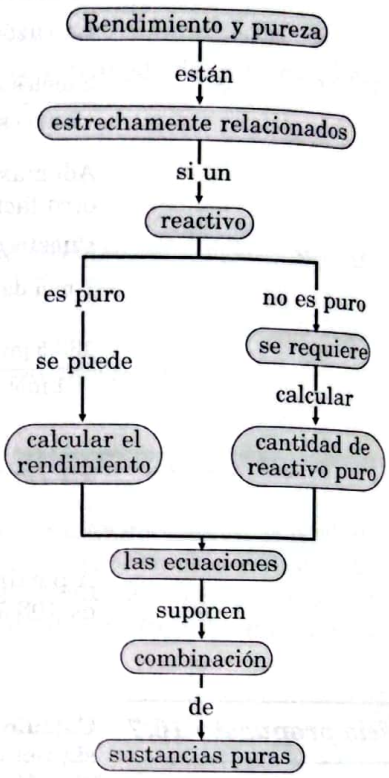


Diagrama 10.4 *Rendimiento y pureza.*

Ejercicio guía 10.16

¿Cuántos gramos de ácido fluorhídrico se pueden obtener a partir de 200 gramos de fluoruro de calcio de 90% de pureza? La reacción es:

$$CaF_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + 2HF$$

Solución

Además de la ecuación balanceada y la incógnita en gramos de HF, el enunciado establece que el reactivo de partida es de 90% de pureza.

La solución requiere calcular la cantidad de fluoruro de calcio, CaF_2 puro, en los 200 gramos de 90% de pureza, así:

$$200\text{ g } \cancel{CaF_2\text{ imp}} \times \frac{90\text{ g puro}}{100\text{ g } \cancel{\text{imp.}}} = 180\text{ g puro}$$

También se requiere convertir estos 180 gramos de CaF_2 a moles, establecer la razón molar del HF al CaF_2 y realizar las operaciones, de conformidad con el esquema general.

$$180\text{ } \cancel{g\ CaF_2} \times \frac{1\text{ mol } CaF_2}{78\text{ } \cancel{g\ CaF_2}} = 21.3\text{ mol } CaFe_2$$

$$2.3\text{ } \cancel{\text{moles } CaFe_2} \times \frac{\cancel{2\text{ moles HF}}}{\cancel{1\text{ mol } CaF_2}} \times \frac{20\text{ g HF}}{\cancel{1\text{ mol HF}}} = \frac{2.3 \times 2 \times 20\text{ g HF}}{1 \times 1} = 92\text{ g HF}$$

Ejercicio propuesto 10.8

¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico se obtienen por la reacción de 400 gramos de NaCl de 80% de pureza con un exceso de H_2SO_4, ¿cuál fue el rendimiento de la reacción, si se recogieron 190 gramos de HCl?

$$2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$$

Ejercicio guía 10.17

¿Cuántos gramos de fluoruro de calcio de 90% de pureza se requieren para preparar 100 gramos de HF?

$$CaF_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + 2HF$$

Scanned with CamScanner

Solución Los datos del enunciado son realmente los mismos del ejercicio guía anterior, pero la incógnita se refiere a un reactivo.

La solución requiere expresar los gramos de HF en moles, establecer la razón molar del CaF_2 al HF y realizar las operaciones, de conformidad con el esquema general.

Razón molar

$$100 \text{ g HF} \times \frac{1 \text{ mol HF}}{20 \text{ g HF}} \times \frac{1 \text{ mol } CaF_2}{2 \text{ mol HF}} \times \frac{78 \text{ g } CaF_2}{1 \text{ mol } CaF_2} =$$

$$\frac{100 \times 1 \times 1 \times 78 \text{ g } CaF_2}{20 \times 2 \times 1} = 195 \text{ g } CaF_2$$

Si el CaF_2 fuera puro, se requerirían 195 g; pero, como es impuro, se requiere una mayor cantidad, la cual se obtiene:

$$195 \text{ g } CaF_2 \text{ puro} \times \frac{100 \text{ g impuro}}{90 \text{ g puro}} = 216.7 \text{ g de } CaF_2 \text{ impuro}$$

Obsérvese que se multiplica por 100 y se divide por 90, para encontrar una cantidad mayor. La cantidad del reactivo impuro debe ser mayor que la del reactivo puro requerido, ya que las impurezas también pesan.

Ejercicio propuesto 10.9 **¿Cuántos gramos de KClO3 de 80% de pureza se requieren para obtener 128 gramos de oxígeno?**

$$2KClO_3 \longrightarrow KCl + 3O_2$$

Ejercicio guía 10.18 **¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico, HCl, se obtienen en la reacción de 30 moles de H_2, con un exceso de cloro, si el rendimiento de la reacción es de 95%? La ecuación es:**

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

Solución Los datos del enunciado son semejantes a los proporcionados en los ejercicios anteriores.

La solución requiere establecer la razón molar del HCl a H_2 en la ecuación balanceada y emplear el esquema general, así:

$$30 \text{ moles } H_2 \times \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol } H_2} \times \frac{36.5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = \frac{30 \times 2 \times 36.5 \text{ g HCl}}{1 \times 1} = 2{,}190 \text{ g de HCl}$$

Esta es la máxima cantidad de ácido que se puede obtener si el rendimiento fuera de 100% pero, como es sólo de 95%, la cantidad obtenida debe ser menor. Entonces, esta cantidad se multiplica por 90 y se divide por 100.

$$2{,}190 \times \frac{95}{100} = 2{,}080.5 \text{ g de HCl}$$

ercicio propuesto 10.10 **Calcule cuántos gramos de hidrógeno, H_2, se obtienen a partir de 3 moles de HCl en una reacción con magnesio cuyo rendimiento es de 70%.**

$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$$

Scanned with CamScanner

Taller 10.2

El reactante límite, rendimiento teórico y rendimiento real. Porcentaje de rendimiento y pureza

Logros

- Diferenciar entre rendimiento real y rendimiento teórico en una reacción química.
- Resolver ejercicios numéricos empleando el concepto de reactante límite.
- Relacionar en una reacción química los conceptos de rendimiento y pureza.
- Calcular el reactante límite y el rendimiento de algunas reacciones químicas.
- Relacionar las reacciones y las ecuaciones en los procesos para obtener ciertos productos químicos.

Conocimientos previos

Interprete las siguientes ecuaciones estequiométricas en términos de moles y gramos:

$4HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$

$2PbS + 3O_2 \longrightarrow 2PbO + 2SO_2$

$Sn + 2KOH \longrightarrow K_2SnO_2 + H_2$

Procedimiento

Con base en los principios teóricos y ejercicios resueltos en esta unidad, responda las siguientes preguntas:

1. ¿Cuál es la importancia del reactante límite?
2. Establezca un paralelo entre el rendimiento teórico y el rendimiento real en una reacción química.
3. Explique el significado de la siguiente expresión: el ácido sulfúrico, H_2SO_4, tiene una pureza de 90%.
4. El amoniaco, NH_3, se prepara mediante la siguiente síntesis:

   $N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \longrightarrow 2NH_{3\,(g)}$

   a. Si se hacen reaccionar 30 gramos de N_2 con 3 gramos de H_2, ¿cuál es el reactante límite?, ¿cuánto NH_3 se forma?

   b. Si en la síntesis del NH_3, según los datos anteriores, se obtienen 12.5 gramos de amoníaco, ¿cuál es el rendimiento en porcentaje?
5. El proceso químico que sucede en una batería de automóvil es el siguiente:

   $Pb + PbO_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2PbSO_4 + 2H_2O.$

   ¿Cuánto $PbSO_4$ se produce cuando se consumen 100 gramos de H_2SO_4?
6. Como una forma más de confrontar los conocimientos adquiridos, resuelva los ejercicios propuestos en la autoevaluación precedidos de los numerales 10.4, 10.5, 10.6.

Autoevaluación

10.1 Introducción

1. ¿Qué se requiere para que una ecuación química sea válida?

10.2 Formas de interpretar las ecuaciones estequiométricas

1. ¿Cuáles son las condiciones para que una ecuación sea estequiométrica?
2. ¿Qué es estequiometría?
3. Interprete las ecuaciones siguientes, en términos de moles de reactivos y productos:

   $Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$

   $C + 2Cl_2 \longrightarrow CCl_4$

   $HBr + KOH \longrightarrow KBr + H_2O$

   $3H_2 + 2P \longrightarrow 2PH_3$

   $P_4O_{10} + 6H_2O \longrightarrow 4H_3PO_4$
4. Escriba todas las "igualdades" posibles entre los reactivos y productos de las tres primeras ecuaciones del ejercicio anterior.
5. Para la ecuación: $3H_2 + 2P \longrightarrow 2PH_3$, escriba todas las posibles razones molares que relacionan el número de moles de cada reactivo con el producto y viceversa.

Scanned with CamScanner

10.3 Concepto de razón molar

1. Dada la ecuación balanceada
$Zn_{(g)} + 2HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2\,(ac)} + H_2$,

   a. ¿Cuántos moles de H_2 se forman al reaccionar 3 moles de ácido clorhídrico, HCl, con zinc?

   b. ¿Cuántos moles de zinc, Zn, reaccionan con 3 moles de ácido clorhídrico, HCl?

   c. ¿Cuántos moles de cloruro de zinc, $ZnCl_2$, se forman a partir de 3 moles de ácido clorhídrico, HCl?

   d. ¿Cuántos moles de HCl se requieren para producir 0.5 moles de hidrógeno, H_2?

   e. ¿Cuántos moles de $ZnCl_2$ y de H_2 se forman a partir de 1.5 moles de Zn?

2. Dada la ecuación balanceada
$2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$,

   a. ¿Cuántos moles de H_2SO_4 se requieren para producir 156 g de Na_2SO_4?

   b. ¿Cuántos moles de agua se producen a partir de 33.8 g de H_2SO_4?

   c. ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio, NaOH, se requieren para producir 250 gramos de agua?

   d. ¿Cuántos gramos de NaOH reaccionan con 2 moles de H_2SO_4?

3. El hidróxido de bario reacciona con el dióxido de carbono para producir carbonato de bario y agua, según la reacción
$Ba(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow BaCO_3 + H_2O$.

   a. ¿Cuántos gramos de $BaCO_3$ se producen cuando se hace burbujear un exceso de CO_2 en una solución con 0.41 moles de $Ba(OH)_2$?

   b. ¿Cuántos moles de CO_2 se requieren para reaccionar con 2 moles de $Ba(OH)_2$?

   c. ¿Cuántos gramos de agua se producen a partir de 0.41 moles de $Ba(OH)_2$?

   d. ¿Cuántos gramos de H_2O se forman a partir de 0.5 moles de CO_2?

4. La soda cáustica comercial, NaOH, se prepara comercialmente a partir de la siguiente reacción:
$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2NaOH + CaCO_3$

   a. ¿Cuántos moles de NaOH se obtiene a partir de 1,000 kg de Na_2CO_3?

   b. ¿Cuántos moles de $Ca(OH)_2$ reaccionan con esta cantidad de Na_2CO_3?

   c. ¿Cuántos moles de $CaCO_3$ se producen durante el proceso?

   d. ¿Cuántos gramos de NaOH se producen a partir de 5 moles de $Ca(OH)_2$?

5. El Cu_2S reacciona con el oxígeno para producir cobre metálico y dióxido de azufre, según la reacción
$Cu_2S + O_2 \longrightarrow 2Cu + SO_2$

   a. Calcule cuántos gramos de Cu_2S se requieren para producir 3 moles de SO_2.

   b. Calcule cuántos gramos de O_2 reaccionan con esos moles de Cu_2S.

   c. Calcule cuántos gramos de Cu se producen a partir de las 3 moles de Cu_2S.

   d. ¿Cuántos gramos de oxígeno se requieren para producir 5 moles de SO_2?

6. El perclorato de potasio, $KClO_4$, se descompone produciendo KCl y O_2, según la ecuación
$KClO_4 \longrightarrow KCl + 2O_2$

   a. Calcule la masa de $KClO_4$ requerida para producir 1.5 gramos de O_2

   b. Calcule la masa del KCl que se produce con este oxígeno.

   c. Calcule cuántos gramos de $KClO_4$ se requieren para producir 97 gramos de O_2.

7. La reacción del óxido de calcio con el ácido clorhídrico produce cloruro de calcio y agua, según la reacción
$CaO + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O$

Scanned with CamScanner

a. Calcule los gramos de $CaCl_2$ que se producen a partir de 500 de CaO.

b. ¿Cuántos gramos de HCl se requieren para reaccionar con los 500 gramos de CaO?

c. ¿Cuántos gramos de $CaCl_2$ se producen a partir de 80 gramos de HCl?

d. ¿Cuántos gramos de HCl se requieren para producir 320 gramos de $CaCl_2$?

8. El hidrógeno se puede obtener por la reacción del hidruro de calcio y el agua, según esta reacción:
$CaH_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2$

a. ¿Cuántos gramos de H_2 se pueden producir a partir de 140 gramos de hidruro?

b. ¿Cuántos gramos de hidróxido se producen a partir de ese hidruro?

c. ¿Cuánto hidruro se requiere para producir 300 gramos de hidróxido de calcio?

d. ¿Cuántos gramos de agua se requieren para producir 30 gramos de hidrógeno?

9. La combustión del etano en exceso de O_2 se presenta por la siguiente ecuación:
$2C_2H_6 + 7O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 6H_2O$

a. ¿Cuántos gramos de CO_2 se pueden producir a partir de 180 gramos de etano?

b. ¿Cuántos moles de agua se producen a partir de esa cantidad de etano?

c. ¿Cuántos moles de oxígeno se requieren para producir 4 moles de CO_2?

d. ¿Cuántos moles de etano se requieren para producir 12 moles de H_2O?

10.4 El reactivo límite

1. El cloro y el metano reaccionan para formar el cloroformo, según la siguiente reacción:
$CH_4 + 3Cl_2 \longrightarrow CHCl_3 + 3HCl$

Para cada uno de los siguientes casos, establezca cuál es el reactivo límite:

a. 1.5 moles de Cl_2 y 1.5 moles de CH_4

b. 2.0 moles de Cl_2 y 3 moles de CH_4

c. 0.5 moles de Cl_2 y 0.20 moles CH_4

d. 0.2 moles de Cl_2 y 0.3 moles de CH_4

e. 2.0 moles de Cl_2 y 7 moles de CH_4

2. Dada la siguiente ecuación estequiométrica: $CaH_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2$, establezca, en cada caso, cuál es el reactante límite:

a. 10 gramos de CaH_2 y 50 gramos de H_2O

b. 0.1 gramos de CaH_2 y 0.5 gramos de H_2O

c. 500 gramos de CaH_2 y 200 gramos de H_2O

d. 200 gramos de CaH_2 y 500 gramos de H_2O

e. 1 kilogramo de CaH_2 y 3 kilogramos de H_2O

3. Calcule la máxima cantidad de cloroformo, $CHCl_3$, que se puede producir en las 3 primeras combinaciones del ejercicio 1. ¿Cuál es el reactivo que está en exceso y cuánto sobra en cada caso?

4. ¿Cuál es la cantidad máxima de H_2 que puede obtenerse en las 3 primeras combinaciones del ejercicio 2?, ¿cuál es el reactivo que está en exceso y cuánto queda, en cada caso?

5. El nitruro de magnesio se produce mediante la siguiente reacción: $3Mg + N_2 \longrightarrow Mg_3N_2$
¿Cuánto nitruro se produce a partir de 126 g de Mg y 82 gramos de N_2?, ¿cuál es el reactivo en exceso y cuánto queda?

6. Cuando se calienta Cu en presencia de S, se produce Cu_2S. ¿Cuánto sulfuro de cobre, Cu_2S, se produce a partir de 100 gramos de Cu y 50 gramos de S?

$2Cu + S \longrightarrow Cu_2S$

¿Cuál es el reactante límite y cuánto queda de reactivo en exceso?

Scanned with CamScanner

10.5 Rendimiento teórico y rendimiento real

1. Analice la siguiente información y conteste las preguntas que se formulan a continuación.
   a. ¿Qué información falta en la casilla 5 para que, junto con la de las casillas 1, 3 y 6 se obtenga la expresión matemática de porcentaje de rendimiento?
   b. ¿Cómo se define la expresión de la casilla 4?
   c. Escriba una frase con sentido químico con el término de la casilla 2.
   d. ¿Qué diferencia hay entre la expresión de la casilla 1 y de la 6?

1. Rendimiento teórico	2. Estequiometría	3. 100
4. Razón molar	5.	6. % de rendimiento

2. El plomo y el ácido sulfhídrico reaccionan para producir sulfuro de plomo e hidrógeno, según la siguiente reacción:
   $Pb + H_2S \longrightarrow PbS + H_2$

   ¿Cuál es el rendimiento teórico del PbS al hacer reaccionar 0.4 gramos de H_2S y 2.0 g de Pb?
3. El sulfuro de plomo se descompone en presencia del peróxido de hidrógeno, para producir sulfato de plomo y agua, según la reacción
   $PbS + 4H_2O_2 \longrightarrow PbSO_4 + 4H_2O.$

   ¿Cuál es el rendimiento teórico de $PbSO_4$, a partir de 0.16 gramos de H_2O_2?
4. En la reacción de obtención de la fosfina a partir de sus elementos,
   $2P + 3H_2 \longrightarrow 2PH_3$,

   ¿cuál es el rendimiento teórico de PH_3 a partir de 10 gramos de hidrógeno y 5 gramos de P?
5. En condiciones de laboratorio, el litio y el bromo reaccionan para producir bromuro de litio. Si se obtienen 340 gramos de LiBr a partir de 34.0 gramos de litio con exceso de bromo, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?
6. En un proceso de oxidación del NH_3 para obtener ácido nítrico, se produjeron 1.5 moles de ácido a partir de 3.75 moles de NH_3 y 6 moles de O_2. Calcule la cantidad máxima de HNO_3 que podría producirse y el rendimiento real de la reacción:
   $4NH_3 + 7O_2 \longrightarrow 2HNO_3 + 4H_2O + 2HNO_2$
7. El benceno reacciona con el HNO_3 para producir nitrobenceno, según la reacción
   $C_6H_6 + HNO_3 \longrightarrow C_6H_5NO_2 + H_2O$
   Si en un proceso de nitración de benceno se, obtienen 36.0 gramos de nitrobenceno a partir de 312 gramos de C_6H_6, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?
8. Calcule la cantidad de nitrobenceno que se produce a partir de 30 gramos de benceno en la reacción anterior, si su rendimiento es de 70%.
9. Cuando se hacen reaccionar 70 gramos de hidróxido de calcio con 108 gramos de H_3PO_4, se obtienen 90.4 gramos de fosfato de calcio. ¿Cuál es el % de rendimiento de la reacción?
   $3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$

10.6 Rendimiento y pureza

1. ¿Cuántos gramos de Na_2SO_4 se pueden producir a partir de 750 gramos de NaCl de 88% de pureza?
   $2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$
2. Un mineral de zinc, ZnS, contiene 80% de Zn. Calcule cuántos gramos de oxígeno se requieren para reaccionar con 450 gramos de mineral. ¿Cuántos moles de SO_2 se forman?
   $2ZnS + 3O_2 \longrightarrow 2ZnO + 2SO_2$

Scanned with CamScanner

3. ¿Cuánto disulfuro de carbono, CS_2, se puede producir a partir de 540 gramos de SO_2 cuando se hacen reaccionar con un exceso de C, si el porcentaje de rendimiento de la reacción es de 82%?

4. Calcule la cantidad de óxido de calcio, CaO, que puede obtenerse por calentamiento de 200 gramos de un mineral de calcio que contiene 95% de $CaCO_3$ según la ecuación: $CaCO_3 + \Delta \longrightarrow CaO + CO_2$

5. Para el problema anterior, calcule la pureza del mineral, de calcio si, durante el proceso, se hubieran obtenido 105 gramos de CaO. ¿Cuál sería la pureza si se hubieran obtenido 110 gramos de CaO?

Términos clave y diagramas conceptuales

1. Explique el significado de por lo menos 5 términos clave.
2. Escriba el mayor número de frases con sentido químico a partir de los diagramas conceptuales.

☞ QUÍMICA Y AMBIENTE

Origen del oxígeno en la atmósfera

Se cree que la vida se originó hace unos 3,700 o 3,500 millones de años en el mar y que la atmósfera de aquellos tiempos no tenía oxígeno. Si bien en la actualidad no hay un acuerdo total entre los científicos acerca del origen del oxígeno, la hipótesis más aceptada se relaciona con el origen de la vida y la evolución de los organismos superiores.

Si las primeras plantas, capaces de realizar fotosíntesis y por tanto de producir oxígeno, se formaron y evolucionaron en el mar, las primeras moléculas de oxígeno debieron disolverse en el agua. Hoy se conoce que en el agua del mar existe más oxígeno disuelto. Sólo así pueden respirar los peces.

Cuando los océanos se saturaron del elemento, el oxígeno comenzó a escaparse hacia la atmósfera. A medida que la vida crecía y se expandía, también crecía y se acumulaba el oxígeno en la atmósfera.

La acumulación del oxígeno en el aire fue posible ya que, al comienzo de la evolución de las plantas fotosintéticas, no existían animales que consumieran el oxígeno para su respiración. Los primeros organismos capaces de respirar oxígeno fueron bacterias primitivas que dependieron de pequeñísimas cantidades del elemento, quizás de cantidades tan pequeñas como una centésima parte de la presente en la atmósfera actual. Este desarrollo se cree que tuvo lugar hace unos 2,700 millones de años.

Durante muchos años, el oxígeno debió acumularse lenta y progresivamente alrededor de la Tierra, mientras las cantidades del elemento producido por la fotosíntesis eran mayores que las consumidas por la respiración.

En algún momento antes del período cámbrico hace más o menos 1,000 millones de años, el oxígeno en la atmósfera alcanzó niveles muy cercanos a los de la atmósfera actual, lo cual facilitó el rápido desarrollo de los invertebrados con caparazón.

Por el resto del tiempo geológico hasta hoy, el oxígeno en la atmósfera se ha mantenido gracias a la fotosíntesis de las plantas verdes sobre los continentes y las algas verdes que pueblan las superficies de las aguas oceánicas.

En figura 10.1, se presenta el aumento del oxígeno en la atmósfera en función del tiempo hasta los comienzos del período cámbrico, hace unos 600 a 700 millones de años. Es necesario anotar, sin embargo, que el mayor florecimiento y la mayor diversificación de vida se ha dado en los últimos 700 millones de años.

Scanned with CamScanner

Escriba un párrafo sobre la importancia del oxígeno para la vida.

¿Qué relaciones encuentra entre el tema de la lectura y el del capítulo?

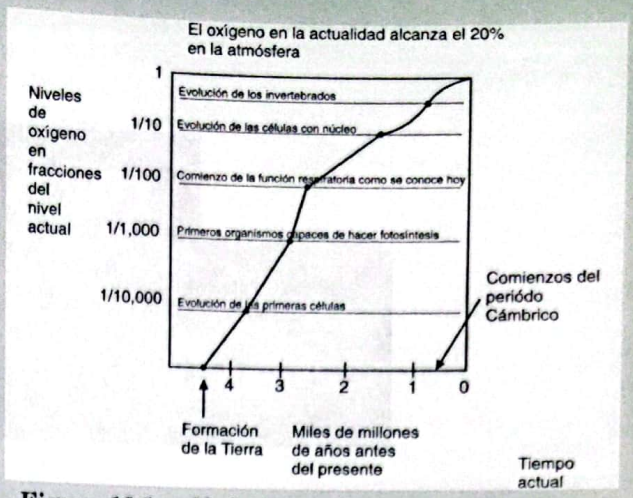


Figura 10.1 *Variación de la concentración de oxígeno en la atmósfera a través del tiempo.*

PARA EL PORTAFOLIO

- Asigne un valor en la escala de 1 a 10 a cada uno de los siguientes aspectos. Confronte su calificación con la de otros compañeros, analice los resultados y de ser necesario proponga alternativas frente a aquellos aspectos de baja calificación:

1. Responsabilidad con que asumo mis obligaciones como estudiante en la asignatura de química.

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

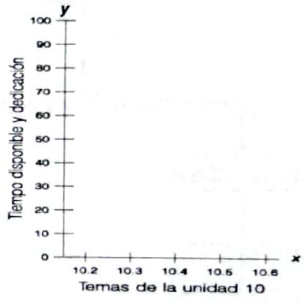
2. Cumplimiento con los trabajos, ejercicios, informes, y tareas.

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

3. Agrado por los temas desarrollados.

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

- Asignes valores a lascoordenadas x, y. Grafique mediante barras. x representa los temas de la unidad, y representa disponibilidad de tiempo y dedicación al estudio de dichos temas.



Scanned with CamScanner

Scanned with CamScanner

Unidad 11
Reacciones químicas y energía

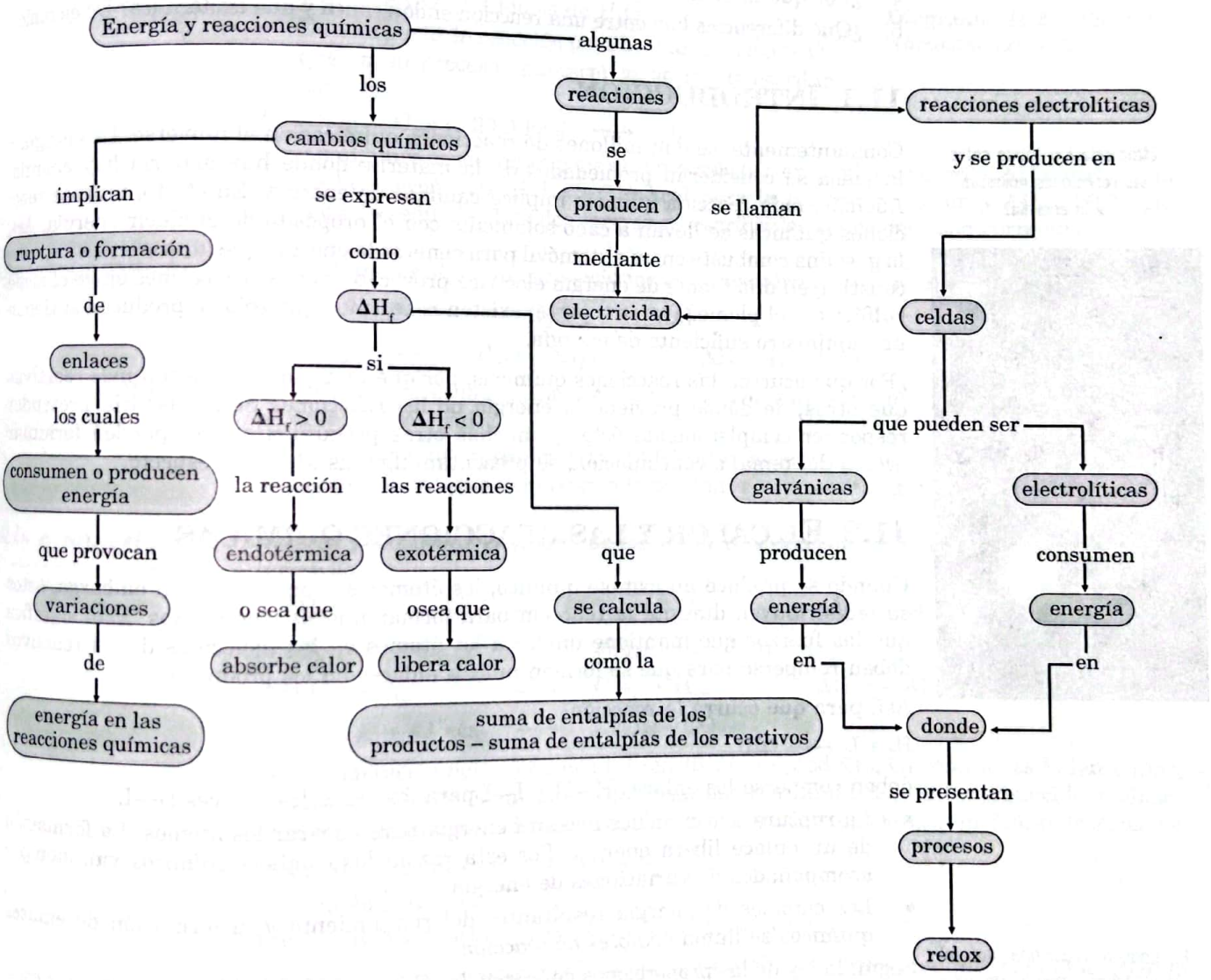


Diagrama 11.1 *Relaciones entre las reacciones químicas y la energía.*

Términos clave

Entalpía, calor de reacción, proceso exotérmico, ley de Hess, calorímetro, calor de formación, electrólito, electrón, celda galvánica, celda electrolítica, electrodo.

Logros

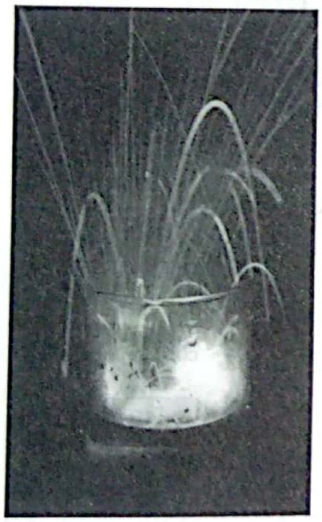
- Establecer relaciones entre las reacciones químicas y el intercambio de energía.
- Analizar los cambios de energía que acompañan a las reacciones químicas.
- Calcular el valor de la entalpía o energía necesaria para producir una reacción a partir de las entalpías de formación de los reactivos y de los productos.
- Mejorar la capacidad de abstracción y de elaboración de relaciones entre conceptos.
- Interpretar algunas de las reacciones existentes entre la electricidad y las de oxidación reducción.

Conocimientos previos

1. ¿Cómo se obtiene energía orgánica?
2. En términos generales, ¿qué cambios químicos están involucrados en el crecimiento de una planta?
3. Analice la siguiente frase "Las reacciones químicas siempre van acompañadas de cambios energéticos". Demuestre, con ejemplos, su verdad o falsedad.
4. ¿Por qué la energía química es potencial?
5. ¿Qué diferencias hay entre una reacción endotérmica y una exotérmica? Dé ejemplos.

11.1 INTRODUCCIÓN

¿Qué relación existe entre las reacciones químicas y la energía?



El potasio reacciona con el agua vigorosamente, produce hidrógeno (g) y libera energía.

Constantemente, se dan millones de reacciones químicas en el universo. La energía y la masa se consideran propiedades de la materia: donde hay materia hay energía. Además, toda reacción química implica cambios de energía. En efecto, muchas reacciones químicas se llevan a cabo solamente con el propósito de producir energía. Así, la gasolina combuste en un automóvil para generar la energía que lo mueve; las baterías constituyen una fuente de energía eléctrica provocada por las reacciones entre el ácido sulfúrico y el plomo. Por otra parte, existen reacciones que sólo se producen si tienen un suministro suficiente de energía.

¿Por qué ocurren las reacciones químicas, por qué unas sustancias son más reactivas que otras, de dónde proviene la energía de las reacciones químicas? Sin pretender responder completamente éstas y muchas otras preguntas que se pueden formular acerca del tema, a continuación, se presentan algunas ideas al respecto.

11.2 EL CALOR Y LAS REACCIONES QUÍMICAS

Cuando se produce un cambio químico, los átomos se conservan. Sin embargo, éstos se redistribuyen durante la reacción para formar nuevos compuestos. Esto significa que las fuerzas que mantiene unidos a los átomos en las moléculas de los reactivos deben romperse para que se formen nuevos enlaces en los productos.

Así, para que ocurra la reacción

$$H_2 + I_2 \longrightarrow 2HI,$$

deben romperse los enlaces H—H y I—I para formarse los enlaces H—I.

- La ruptura de un enlace necesita energía para separar los átomos. La formación de un enlace libera energía. Por esta razón, los cambios químicos van siempre acompañados de variaciones de energía.
- Los cambios de energía resultantes del rompimiento y la formación de enlaces químicos se llaman *calores de reacción*.

Según la ley de las proporciones definidas, los elementos se combinan para formar compuestos en proporciones definidas. Las moléculas de los compuestos están formadas por un número definido de átomos y enlaces. Además, la masa de un compuesto es caracte-

Scanned with CamScanner

rística. El calor es la forma de energía más comúnmente absorbida o liberada en las reacciones químicas. Todo parece indicar que tanto los reactivos como los productos "contienen calor", que es característico como su masa. Este contenido de calor es una medida de la energía acumulada por una sustancia durante su formación.

Diagrama 11.2 *Calor y reacciones químicas.*

El calor como reactivo y como producto

Cuando el calor es liberado en una reacción química, se puede considerar un producto de la reacción. Cuando se requiere adicionar calor para que una reacción tenga lugar, entonces, se considera un reactivo.

Así, la ecuación para la combustión del metano que representa una reacción exotérmica puede escribirse como:

1. $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_2 + 2H_{2(g)}O_{(4)} + 213$ kcal.
   1 mol de CO_2 y 2 moles de H_2O
   De otra parte, la reacción para la obtención del N_2O, que es un proceso endotérmico, se puede escribir así:
2. $2N_{2(g)} + O_{2(g)} + 39.0$ kcal $\longrightarrow 2N_2O_{(g)}$
   En algunos casos, no se pone el signo más (+), en cambio se escribe ΔH a la derecha de la reacción. Así $\Delta H = -213$ kcal para la primera ecuación y $\Delta H = 39.0$ kcal para la segunda. Las dos formas de escribir las ecuaciones son correctas.

ercicio guía 11.1

Identifique las siguientes reacciones como exotérmicas o endotérmicas:

a. $C_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 94.1$ kcal

b. $2PCl_{3(g)} \longrightarrow 2P_{(g)} + 3Cl_{2(g)}$ $\Delta H = 14.6$ kcal

Solución

En la primera ecuación, las 94.1 kcal se expresan como un producto; por tanto, el proceso es exotérmico.

En la segunda, la expresión $\Delta H = 14.6$ kcal tiene signo positivo, lo que indica aumento de la energía interna del sistema y, por tanto, representa un proceso endotérmico.

cio propuesto 11.1

Analice y clasifique cada una de las siguientes reacciones como exotérmicas o endotérmicas:

a. $2HgO_{(g)} \longrightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2(g)}$ $\Delta H = 43.4$ kcal

b. $2O_{3(g)} \longrightarrow 3O_{2(g)} + 68.1$ kcal

c. $H_2O_{(g)} + C_{(g)} \longrightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)}$ $\Delta H = +31.3$ kcal

d. $CaCO_{3(g)} + 42$ kcal $\longrightarrow CaO_{(g)} + CO_{2(g)}$

La consideración del calor como un reactivo o un producto, en ecuaciones balanceadas, permite establecer "igualdades", que relacionan la cantidad de calor producido o adicionado con las cantidades de reactivos usadas o producidas en la reacción. Así, en la ecuación

$31.4 \text{ kcal} + H_2O_{(g)} + C_{(g)} \longrightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)}$

las "igualdades" son:

1 mol de H_2O = 1 mol C = 1 mol CO = 1 mol H_2 = 31.4 kcal.

A partir de estas "igualdades", se pueden escribir "razones molares" como factores de conversión que permiten establecer la cantidad de calor que se debe adicionar o que se produce a partir de una cantidad dada de reactivos o productos.

Scanned with CamScanner

Ejercicio guía 11.2

¿Cuántos moles de dióxido de carbono, CO_2, se producen en la descomposición del $MgCO_3$ cuando se le suministran 11.2 kcal? La ecuación balanceada que representa la ecuación es:

$$MgCO_{3(g)} + 28.1 \text{ kcal} \longrightarrow MgO_{(g)} + CO_{2(g)}$$

Solución

El enunciado explicita la ecuación balanceada, incluyendo el calor como un reactivo, lo cual indica que es un proceso endotérmico. El factor de conversión debe establecerse a partir de la ecuación balanceada, así:

$1 \text{ mol } CO_2 = 28.1 \text{ kcal},$

de donde el factor es:

$$\frac{1 \text{ mol } CO_2}{28.1 \text{ kcal}}$$

Utilizando el esquema general de estequiometría, se tiene:

$$11.2 \cancel{\text{ kcal}} \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{28.1 \cancel{\text{ kcal}}} = 0.4 \text{ moles } CO_2$$

Cantidad y unidades dadas	x	factor de conversión	=	cantidad y unidades requeridas

Ejercicio propuesto 11.2

A partir de la siguiente ecuación, calcule cuánto calor se requiere para producir 264 gramos de N_2O:

$$2N_{2(g)} + O_{2(g)} + 39.0 \text{ kcal} \longrightarrow 2N_2O_{(g)}$$

Los calores de reacción son aditivos. Ley de Hess

La base de muchos cálculos termoquímicos es la posibilidad de adición de los calores de reacción; ésta es una generalización hecha por G. H. Hess, en 1840.

El calor total de una reacción general es igual a la suma de los calores parciales de las reacciones.

La ley de Hess, en términos generales, establece que cuando una reacción química puede expresarse como la suma algebraica de dos o más reacciones para las cuales se conoce su calor de reacción, el calor total de la reacción general es también la suma algebraica de los calores de esas reacciones.

Con el siguiente ejercicio guía, se ilustra la ley de Hess.

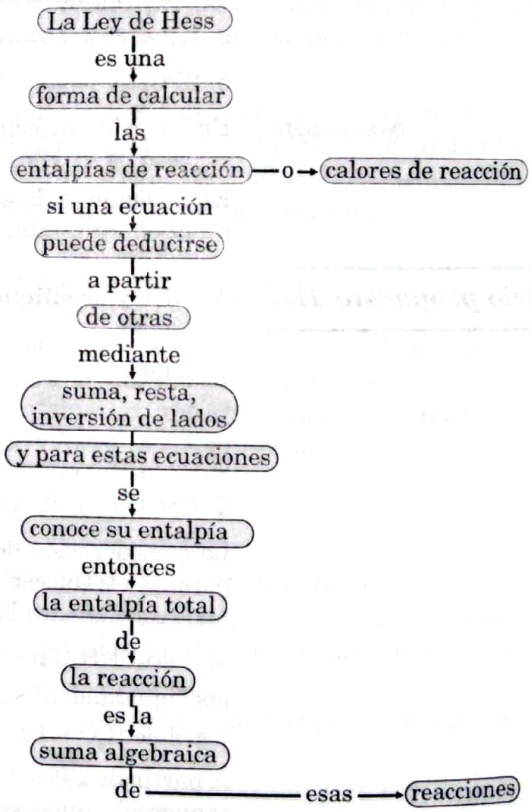


Diagrama 11.3 *Ley de Hess.*

Ejercicio guía 11.3

Si la combustión del carbono sólido se puede expresar mediante las siguientes ecuaciones, calcule el calor de la reacción total:

$$C_{(g)} + H_2O_{(g)} \longrightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)} \qquad \Delta H_1 = 31.4 \text{ kcal}$$

$$CO_{(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \qquad \Delta H_2 = -67.6 \text{ kcal}$$

$$H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow \Delta H_2O_{(g)} \qquad \Delta H_3 = -57.8 \text{ kcal}$$

Scanned with CamScanner

Solución En el enunciado del ejercicio, se observan 3 reacciones con sus respectivos calores de reacción. Éstas, sumadas, conducen a la ecuación general de combustión del carbono sólido. Obsérvese que se deben sumar, término a término, los dos lados de la ecuación –los de la izquierda y los de la derecha–. Así mismo, se requiere eliminar los términos semejantes.

La solución requiere conocer e interpretar la ley de Hess para explicarla, lo mismo que cuidado y atención al eliminar los términos semejantes.

Sumando término a término las ecuaciones, se tiene:

$$C_{(g)} + H_2O_{(g)} + CO_{(g)} + 1/2\ O_{2(g)} + H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)} + CO2_{(g)} + H_2O_{(g)}$$

Simplificando los términos semejantes, la ecuación anterior queda:

$C_{(g)} + 1/2\ O_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$, que es igual a $C_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$.

Según la ley de Hess, el calor de la reacción, total anterior, se obtiene sumando algebraicamente las entalpías de las reacciones:

$\Delta H_4 = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = 31.4$ kcal + (– 67.6 kcal – 57.8 kcal)

Entonces, $\Delta H_4 = -94.0$ kcal, que es el calor de la reacción total.

Ejercicio propuesto 11.3 **A partir de las siguientes ecuaciones, establezca una ecuación general con su respectivo calor de reacción:**

$2C_{(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)}$ $\quad \Delta H = -787.0$ kJ

$2CO_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{(g)} + O_{2(g)}$ $\quad \Delta H = 556.0$ kJ

Nótese que, en los casos anteriores, en el ejercicio guía y en el ejercicio propuesto, el calor de la reacción se expresa en unidades diferentes, kcal y kJ. Estas unidades pueden convertirse y el factor de conversión se establece a partir de la igualdad 1 cal = 4.184 julios.

Medición de los calores de reacción

El proceso de medición del calor de una reacción se llama calorimetría y los experimentos se llevan a cabo en un calorímetro. La figura 11.1 ilustra un calorímetro

Para medir el calor se pueden utilizar los dos términos: capacidad calórica o capacidad calorífica. El más común es el último.

Como se ilustra en la figura 11.1, el calorímetro es un recipiente aislado que contiene una cantidad conocida de agua, una cámara de reacción inmersa en el agua, donde se lleva a cabo la reacción cuyo calor se quiere medir, así como también un agitador y un termómetro.

Si se quiere medir un calor de combustión, entonces, se precisa una entrada de oxígeno. La muestra, en este caso, se quema mediante un cortocircuito, que se produce en el interior de la cámara de reacción.

Cuando se produce la reacción, la energía desprendida es absorbida por el agua, la cual aumenta su temperatura.

A partir de este cambio de temperatura y la *capacidad calorífica del calorímetro C*, (energía requerida para aumentar la temperatura del calorímetro y su contenido en ° C) se calcula el calor de combustión por mol de la sustancia quemada.

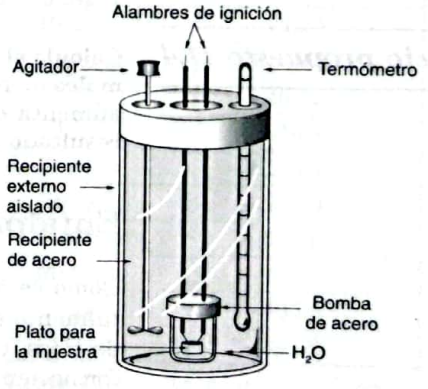


Figura 11.1 *Representación de un calorímetro.*

$q = C\,\Delta t$ donde C es la capacidad calórica del calorímetro y Δt es la diferencia de temperatura.

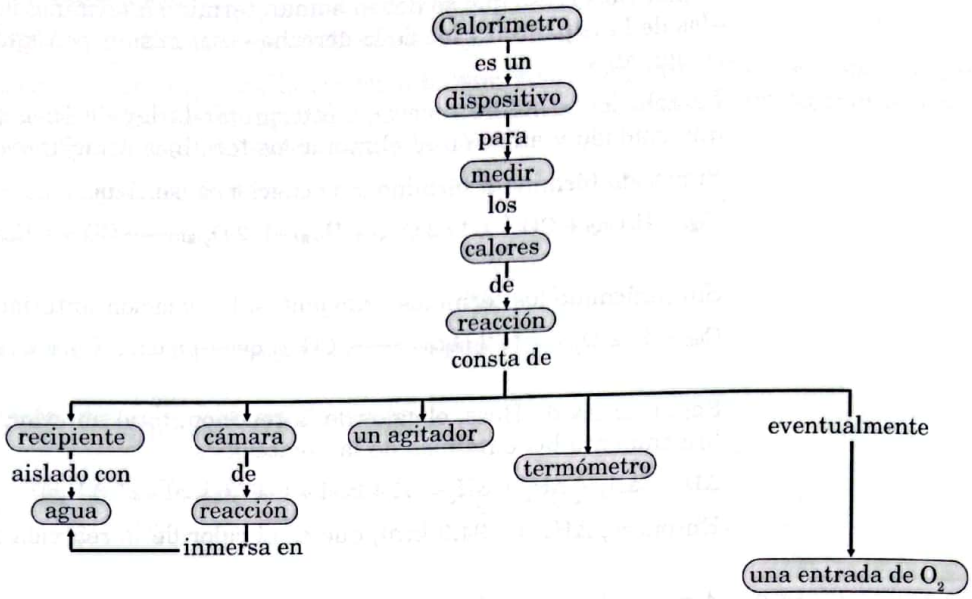


Diagrama 11.4 *Calorímetro.*

Ejercicio guía 11.4

El cambio de temperatura de un calorímetro es 1.34 ° C cuando se quema 1.00 gramo de hidracina, N_2H_4, en la cámara de reacción. Si para elevar la temperatura del calorímetro y su contenido se requieren 16 kJ, ¿cuánto calor se liberó por la combustión del gramo de hidracina?, ¿cuánto calor libera 1 mol del compuesto al arder?

Solución

La comparación de los datos del enunciado, con la expresión $q = C\Delta t$, permite establecer que se trata sólo de remplazar. Sin embargo, es necesario tener en cuenta que C = capacidad calórica del calorímetro y su contenido en ° C y, por tanto, es igual a 16 kJ / ° C.

Entonces, $q = C\Delta t = 16\ kJ / ^\circ C \times 1.34\ ^\circ C = 21.44\ kJ$, que es el calor producido por la quema de 1 gramo de hidracina.

La cantidad de calor liberada por 1 mol de hidracina será:

$$\frac{21.44\ kJ}{1\ \cancel{gramo\ N_2H_4}} \times \frac{32\ \cancel{g\ N_2H_4}}{1\ mol\ de\ N_2H_4} = 686.1\ kJ/mol\ de\ N_2H_4$$

Ejercicio propuesto 11.4

Calcule el calor de la reacción de neutralización del NaOH y el HCl, si se mezclan 0.05 moles de NaOH con 0.05 moles de HCl en solución en un calorímetro. La temperatura aumenta en 7 ° C y la capacidad calórica del calorímetro es 418 J/ ° C. Expresar el resultado en kJ/mol.

Entalpías o calores de formación

Como se ha visto, lo calores de muchas reacciones pueden determinarse experimentalmente en un calorímetro. Para otras, también se pueden calcular mediante la ley de Hess. Un cambio de entalpía particular son los calores de formación o entalpías de formación.

Por definición, la entalpía de formación de un compuesto ΔH_f es el cambio de energía asociado con la formación de un mol de este compuesto a partir de sus elementos.

Scanned with CamScanner

Estas entalpías de formación se miden directamente o se calculan para una temperatura y presión dadas, y se presentan en tablas como constantes. Estas entalpías de formación son la base para calcular el cambio de entalpía de muchas reacciones. En la tabla 11.1, se presentan algunas entalpías de formación.

La entalpía de formación de cualquier elemento sin combinar es cero.

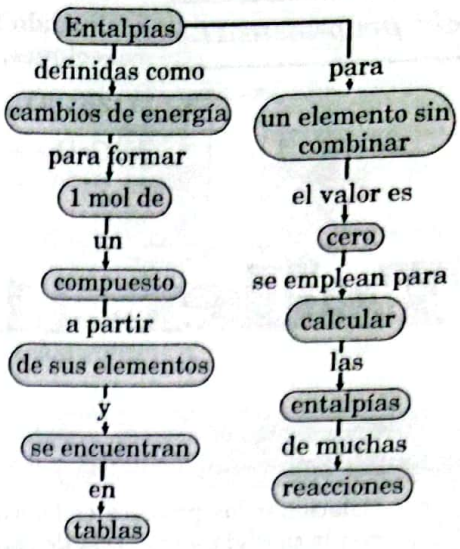


Diagrama 11.4 *Entalpías de formación.*

Ejercicio guía 11.5

Utilizando los datos de la tabla 11.1, calcule la entalpía de la siguiente reacción:

$2H_2S_{(g)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2H2O_{(l)} + 2SO_{2(g)}$

Solución

El enunciado da explícitamente la ecuación balanceada.

De la tabla 11.1 los ΔH_f para las sustancias que intervienen en la reacción son:

$\longrightarrow \Delta H_f \ H_2S_{(g)} = -20.2$ kJ/mol

$\longrightarrow \Delta H_f \ H_2O_{(l)} = -285.9$ kJ/mol

$\longrightarrow \Delta H_f \ SO_{2(g)} = -296.9$ kJ/mol

$\longrightarrow \Delta H_f \ O_{2(g)} = 0$

Note que el ΔH_f del oxígeno, como elemento, no aparece en la tabla. Se necesita saber que, para cualquier elemento sin combinar, este valor es cero.

Como quedó establecido, el ΔH_f, o sea el cambio de entalpía de la reacción es:

ΔH_f (entalpía de productos) – (entalpía de reactivos)

$\Delta H_f = \Delta H_1 - \Delta H_2$

ΔH_1 = entalpía de productos

ΔH_2 = entalpía de reactivos

Entonces,

$\Delta H_1 = 2\Delta H_f \, H_2O_{(l)} + 2\Delta H_f \, SO_{2(g)}$

$= 2(-285.9 \text{ kJ/mol}) + 2(-296.9 \text{ kJ/mol})$

$= -571.8 + (-593.8) = -1{,}165.6$ kJ/mol

$\Delta H_2 = 2\Delta H_f \, H_2S_{(g)} + 3\Delta H_f \, O_{2(g)}$

$= 2(-20.2 \text{ kJ/mol}) + 3(0))$

$= -40.4$ kJ/mol

y

$\Delta H_f = -1{,}165.6 \text{ kJ/mol} - (-40.4 \text{ kJ/mol})$

$= -1{,}165.6 \text{ kJ/mol} + 40.4 \text{ kJ/mol}$

$= -76.16$ kJ/mol

$= -1{,}125.2$

La entalpía o contenido de calor de una sustancia es una propiedad extensiva y, por tanto, depende del número de moles de sustancia que se tenga.

Compuesto	ΔH_f kJ/mol
$CH_{4\,(g)}$	– 74.85
$CO_{2\,(g)}$	– 393.5
$H_2O_{(g)}$	– 241.8
$H_2O_{(l)}$	– 285.9
$PCl_{(l)}$	– 319.6
$N_2O_{(g)}$	81.6
$CO_{(g)}$	– 110.5
$HgO_{(s)}$	60.8
$O_{3\,(s)}$	142.3
$CaCO_{3(s)}$	1,206.9
$CaO_{(s)}$	– 635.5
$MgO_{(s)}$	– 601.83
$MgCO_{3\,(s)}$	– 1,113.0
$H_2S_{(g)}$	– 20.2
$SO_{2(g)}$	– 296.9
$C_2H_{4\,(g)}$	52.30
$HCl_{(g)}$	– 92.30
$Al_2O_{3\,(s)}$	– 1,669.8
$NH_{3\,(g)}$	– 46.19
$NH_4Cl_{(s)}$	– 314.4
$Fe_3O_{4(s)}$	– 1,117.1
$FeO_{(s)}$	– 271.9
$MnO_{2\,(s)}$	– 519.6
$MnCl_{2\,(s)}$	– 482.0
$KCl_{(s)}$	– 435.9
$KClO_{3\,(s)}$	– 391.2

Tabla 11.1 *Entalpías de formación para algunas sustancias a 25° C y 1 atmósfera.*

Scanned with CamScanner

Ejercicio propuesto 11.5 **Utilizando los datos de la tabla 11.1, calcule el cambio de entalpía para las siguientes reacciones, y diga cuáles son endotérmicas y cuáles exotérmicas:**

a. $2KClO_{3(s)} \longrightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_2$

b. $CaO_{(g)} + CO_{2(g)} \longrightarrow CaCO_{3(g)}$

Taller 11.1 El calor y las reacciones químicas

Logros

- Relacionar los procesos endotérmicos y exotérmicos con la pérdida y ganancia de calor.
- Aplicar la ley de Hess para calcular el calor de una reacción.
- Desarrollar habilidades intelectuales para interpretar ejercicios o problemas numéricos, y plantear su solución de una forma sistemática y ordenada.

Conocimientos previos

Explique el significado de los siguientes términos: reacción química, calor, reactivos, productos.

Procedimiento

Con base en los principios teóricos y ejercicios resueltos en esta unidad, responda las siguientes preguntas:

1. ¿Cuál es el concepto de calor de reacción?
2. ¿Cuál es la diferencia entre reacciones exotérmicas y endotérmicas? Dé ejemplos.
3. ¿Cuándo se considera al calor, en una reacción química, como un producto o un reactivo?
4. Explique la ley de Hess. Dé un ejemplo.
5. ¿Qué es un calorímetro, para qué sirve, cómo está conformado?
6. ¿Qué es la entalpía de formación?
7. Como una forma más de afianzar los contenidos estudiados, resuelva los ejercicios planteados en la autoevaluación de los numerales 11.1 y 11.2.

   Si encuentra alguna dificultad, revise nuevamente esos principios y aclare, así, las dudas.

11.3 Electricidad y reacciones químicas

Puesto que la materia es de naturaleza eléctrica, en las reacciones químicas también se manifiesta esta naturaleza. En efecto, en toda reacción química hay reorganización, pérdida o ganancia de electrones. Las relaciones entre la materia y la electricidad tienen gran importancia, particularmente si las ve como una fuente de energía.

En una pila voltaica –o galvánica– se produce corriente eléctrica a partir de una reacción química.

También es posible producir transformaciones químicas con base en la corriente eléctrica. En realidad, esto es lo que ocurre en una pila electrolítica, como se verá un poco más adelante.

En las reacciones químicas, hay paso de electrones de unas sustancias a otras. El electrón es una partícula cargada eléctricamente.

Por otra parte, los procesos electroquímicos están íntimamente relacionados con los procesos de oxidación y reducción. En un proceso electroquímico, se producen reacciones químicas a base de corriente eléctrica.

¿Qué es una celda electroquímica?

Un sólido que, disuelto en agua conduzca la corriente eléctrica, es un electrólito, y la solución que forma se llama solución electrolítica.

Una celda electroquímica es, fundamentalmente, un dispositivo –como el que se ilustra en la figura 11.2 con dos conductores metálicos llamados electrodos, sumergidos cada uno en una solución electrolítica adecuada.

Scanned with CamScanner

Para que la corriente eléctrica fluya en la celda, se requiere:

a. Que los electrodos estén conectados externamente mediante un metal conductor.
b. Que las dos soluciones electrolíticas estén conectadas para que se conduzca desplazamiento de los iones de un lado a otro.

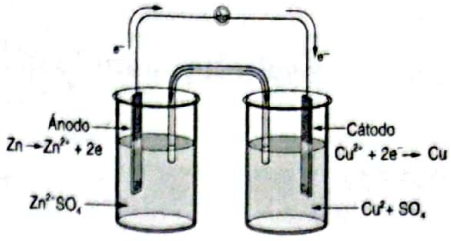


Figura 11.2 *Representación de una celda galvánica.*

En una celda galvánica las soluciones de sulfato de zinc, $ZnSO_4$, y sulfato de cobre, $CuSO_4$, están separadas por una membrana de vidrio poroso. La porosidad de la barrera es suficiente para que los iones pasen a través de la membrana conjuntamente con el agua. En este caso, los iones que se desplazan son: los cationes Cu^{++} y Zn^{+2} y los aniones $SO_4^{=}$.

En una celda galvanica la conducción de la corriente eléctrica se presenta debido a 3 procesos diferentes: entre los electrodos de Cu y Zn y en el conector externo, los electrones se desplazan del zinc al cobre, a través del metal. Dentro de las soluciones, el paso de la corriente implica movimiento de cationes y aniones: los cationes se alejan del Zn y se dirigen al cobre y los aniones se alejan del cobre y van hacia el Zn.

Para cerrar el circuito, en la superficie de los electrodos se sucede una reacción de oxidación o de reducción, mediante la cual la conducción iónica de la solución se conecta con la conducción eléctrica en los metales.

En el electrodo de Zn, se produce la siguiente semirreacción:

$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{+2} + 2e$ reacción en el ánodo. Hay una oxidación.

y, en el cobre, la semirreacción se presenta así:

$Cu^{+2} + 2e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$ reacción en el cátodo. Hay una reducción.

Como en toda reacción de redox, la suma de las dos semirreacciones produce la reacción neta:

$$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^-$$

$$Cu^{+2} + 2e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$$

$$Zn_{(s)} + Cu^{+2} \rightleftharpoons Zn^{+2} + Cu_{(S)}$$

Nótese que el catión, Cu^{+2}, pasa a átomo libre Cu^0 y que el átomo libre de Zn^0 pasa a catión Zn^{+2}.

Puesto que esta reacción tiene una gran tendencia a desplazarse hacia la derecha, la celda produce energía; es una celda galvánica.

Por definición, el cátodo de una celda galvánica es un electrodo en el cual se produce una reducción y, en el ánodo se produce una oxidación.

Celda electrolítica

En una celda galvánica, se produce energía; en una celda electrolítica, se consume energía.

Contrario a lo que sucede en una celda voltaica o galvánica, en una celda electrolítica se consume energía, es decir, se gasta corriente eléctrica. En la figura 11.3, se ilustran la construcción y el funcionamiento de una pila eléctrica. Básicamente, está formada por un recipiente en el cual se han puesto un electrólito, dos electrodos inmersos en él, una fuente de corriente y dos alambres, que permiten el desplazamiento de electrones en la parte exterior de la pila.

Scanned with CamScanner

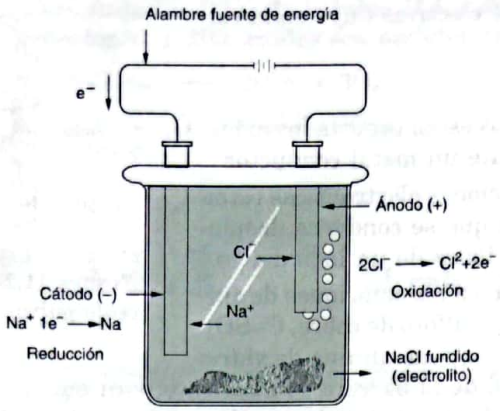


Figura 11.3 *Representación esquemática de una celda electrolítica.*

La fuente de corriente eléctrica empuja los electrones hacia el electrodo izquierdo, que se carga negativamente y actúa como cátodo.

Para que la corriente eléctrica fluya a través de la solución, los iones deben tener la capacidad de moverse libremente. Por eso, el electrólito debe estar fundido o en solución. Esto quiere decir que, en la solución, la carga eléctrica se transporta a través de los iones. Los electrones salen del electrodo opuesto –ánodo– y se dirigen a la fuente, para cerrar el circuito.

Dentro de la solución, el proceso de conducción se presenta así:

los iones positivos o cationes son atraídos por el cátodo o polo negativo. Allí, reciben electrones y se neutralizan: existe una reducción. Los aniones, por su parte, son atraídos por el ánodo o polo positivo. Allí, pierden electrones y se neutralizan: existe una oxidación.

En el cátodo se da una reducción y, en el ánodo, una oxidación. La suma de las dos semirreaciones dan la reacción total que sucede en la pila.

Ejercicio guía 11.6

En la figura 11.3, se ilustra la electrólisis del NaCl fundido. Explique las semirreacciones en el cátodo y en el ánodo, y escriba una ecuación química total para el proceso.

Las dos semirreacciones son:

Cátodo $2Na^+ + 2e^- \longrightarrow 2Na$

Ánodo $2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$

Sumando, término a término, las ecuaciones y cancelando el número igual de electrones, se tiene:

$2Na^+ + 2Cl^- \longrightarrow 2Na + Cl_2$,

que representa la electrólisis del cloruro de sodio, NaCl. Esta ecuación también puede escribirse como

$$2NaCl \xrightarrow{\text{Electrólisis}} 2Na + Cl_2$$

La electrólisis es un proceso mediante el cual se producen cambios químicos a través del paso de corriente eléctrica.

En la electrólisis del cloruro de sodio, el sodio se deposita en el cátodo, y el cloro se desprende en el ánodo.

Una aplicación de los procesos electrolíticos es el recubrimiento de objetos con plata.

Ejercicio propuesto 11.6

La **figura 11.4** ilustra el recubrimiento de una cuchara con plata, que actúa como cátodo. El ánodo es una barra de plata y el electrólito es una sal disuelta de plata soluble, Ag.

a. Establezca las semirreacciones en el cátodo y en el ánodo.

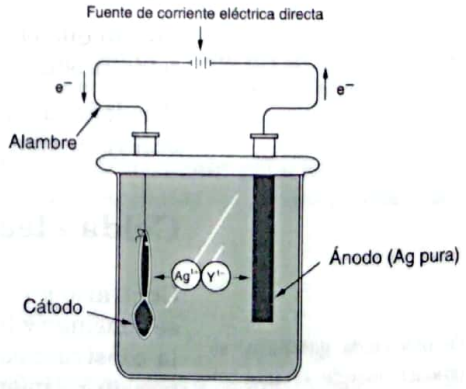


Figura 11.4 *Proceso de un recubrimiento electrolítico.*

Scanned with CamScanner

Taller 11.2

Electricidad y reacciones químicas

Logros

- Relacionar la corriente eléctrica con algunas reacciones químicas.
- Diferenciar una celda voltaica de una celda electrolítica.

Conocimientos previos

¿Cuándo se dice que se ha sucedido una reacción de oxidación o de reducción?

Procedimiento

Con base en los principios teóricos desarrollados en esta unidad:

1. Explique algunas relaciones existentes entre la electricidad y las reacciones químicas.
2. Explique la diferencia entre una celda voltaica y una celda electrolítica.
3. Resuelva, además, los ejercicios planteados en la autoevaluación del final de la unidad precedidos con el numeral 11.3. Si encuentra alguna dificultad, revise los conceptos y ejercicios guía descritos en esta misma unidad.

Autoevaluación

11.1 Introducción

1. Cite algunos casos de la vida cotidiana en los cuales las reacciones químicas se emplean para producir energía.

11.2 El calor y las reacciones químicas

1. Haga una descripción de la siguiente ecuación:
   $\Delta H_f = \Delta H$ productos $- \Delta H$ reactivos
2. ¿Qué son reacciones exotérmicas y endotérmicas?
3. Explique la entalpía como una propiedad extensiva de la materia.
4. ¿Cuáles de las siguientes reacciones son exotérmicas y cuáles endotérmicas?
   a. $N_2H_4 + O_2 \longrightarrow N_2 + 2H_2O$ $\quad \Delta H = -622.4$ kJ
   b. $CaCO_3 + 42$ kcal $\longrightarrow CaO + CO_2$
   c. $N_2 + 3N_2 \longrightarrow 2NH_3$ $\quad \Delta H = -92.4$ kJ
   d. $NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl + 176$ kJ
   e. $N_2O_4 \longrightarrow 2NO_2$ $\quad \Delta H = +580$ kJ
5. La siguiente reacción es altamente exotérmica:
   $N_2H_4 + 2H_2O_2 \longrightarrow N_2 + 4H_2O + 153$ kcal
   a. ¿Cuánto calor se libera por la reacción de 3 moles de H_2O_2?
   b. ¿Cuánto calor se libera al producir 5 moles de N_2?
   c. ¿Cuánto calor se liberará por la reacción de 3 moles de N_2H_4?
6. En la atmósfera, el SO_3 se disuelve en agua para dar H_2SO_4, mediante la siguiente ecuación:
   $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 31$ kcal
   a. ¿Cuántas kcal se desprenden al reaccionar 30 g de SO_3 con agua?
   b. ¿Cuántas calorías se desprenden al formarse 2 moles de H_2SO_4?

Scanned with CamScanner

7. Dada la reacción $3C + 2FeO_3 + 110.8\ kcal \longrightarrow 4Fe + 3CO_2$ y reactivos en cantidad suficiente.
   a. ¿Cuántos moles de CO_2 se producen al suministrar 221.6 kcal?
   b. ¿Cuántos moles de Fe se producen al suministrar esta cantidad de calor?
   c. ¿Cuántas calorías es necesario suministrar para obtener 60 gramos de CO_2?
   d. ¿Cuántas calorías se requieren para producir 111.6 gramos de Fe?
8. ¿En qué consiste la ley de Hess?
9. A partir de las siguientes ecuaciones, encuentre la ecuación para la obtención del cloruro de amonio $NH_4Cl_{(g)}$:

   $NH_{3(g)} + HCl_g \longrightarrow NH_4Cl_{(g)}$ y su entalpía
   $1/2\ H_{2(g)} + 1/2\ Cl_{(g)} \longrightarrow HCl_{2(g)} \quad \Delta H_f = -92.30\ kJ/mol$
   $1/2\ N_{2(g)} + 3/2\ H_{2(g)} \longrightarrow NH_{3(g)} \quad \Delta H_f = -46.19\ kJ/mol$
   $NH_4Cl_{(g)} \longrightarrow 1/2\ N_{2(g)} + 2H_{2(g)} + 1/2\ Cl_{2(g)} \quad \Delta H_f = 314.4\ kJ/mol$

   Además, diga si el proceso es endotérmico o exotérmico.
10. Describa brevemente un calorímetro. ¿Para qué se utiliza?
11. ¿Qué son los calores o entalpías de formación?
12. Calcule la capacidad calórica de un calorímetro, si en un experimento se produjeron 22.4 kJ de energía y una diferencia de temperatura de 1.5 ° C.
13. ¿Cuál es el incremento de la temperatura del agua en un calorímetro, si su capacidad calórica C es de 14 kJ/ ° C y en un experimento se produjeron 30 kJ de calor a partir de una reacción en la cámara de reacción?
14. Para cada una de las siguientes ecuaciones, calcule el ΔH_f. Utilice los datos de la tabla 11.1:
   a. $C_2H_{4(g)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$
   b. $F_{2(g)} + 2HCl_{(g)} \longrightarrow 2HF_{(g)} + Cl_{2(g)}$; ΔH HF = −268,6 kJ/mol.
   c. $4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Al_2O_{3(s)}$
   d. $Fe_3O_{4(s)} + CO_{(g)} \longrightarrow 3FeO_{(s)} + CO_{2(g)}$
   e. $MnO_{2(s)} + HCl_{(g)} \longrightarrow MnCl_{2(s)} + H_2O_{(l)} + Cl_{2(g)}$
15. La siguiente rejilla contiene información acerca de la energía y las reacciones químicas. Analícela y conteste las preguntas que se formulan a continuación;
   a. ¿Qué significa dada término de la ecuación de la casilla 1?
   b. Escriba una frase con sentido químico acerca de las desigualdades de las casillas 3 y 4.
   c. Escriba una frase con sentido químico en la que se incluya la información de las casillas 3, 4 y 5.
   d. Relacione la información de la casilla 2 con los términos oxidación y reducción.

1. $q = C\Delta t$	2. Celda electrolítica	3. $\Delta H_f < 0$
4. $\Delta H_f > 0$	5. Entalpía	6. Calorimetría

11.3 Electricidad y reacciones químicas

1. ¿Cuál es la diferencia entre una pila galvánica y una pila electrolítica?
2. Explique qué relación hay entre el funcionamiento de una pila y el proceso de oxidación reducción.

Scanned with CamScanner

Cambios en el ambiente global

En 1987 se observó un desprendimiento de una gran masa de hielo en el polo Sur, que, lentamente, al moverse hacia las aguas ecuatoriales se fue disolviendo en el mar. En agosto de 1988, los vientos del huracán Gilbert, originados en la costa occidental del África, alcanzaron en tiempo muy breve después de su inicio, velocidades de más de 3,000 millas por hora. Éste es el huracán más violento que se ha experimentado en el hemisferio occidental. En el verano del mismo año, algunas ciudades norteamericanas llegaron a registrar temperaturas hasta de 47 ° C.

Hoy se cree que éstos y otros fenómenos de la naturaleza originalmente sin ninguna relación, ocurrieron y quizá vuelvan a presentarse en el Ártico, debido a un fenómeno climático conocido como el efecto invernadero.

El efecto invernadero, junto con la destrucción de la capa de ozono, son apenas dos ejemplos de los cambios globales que se están produciendo en el sistema, como resultado de la acción del hombre sobre el planeta.

Una idea más clara acerca del efecto invernadero se puede adquirir si se analiza lo que sucede con la temperatura dentro de un automóvil cuando se dejan las ventanas cerradas: cuando se entra en él, se siente como un hielo; la temperatura dentro del carro aumenta rápidamente. El incremento rápido de temperatura se debe al efecto invernadero.

La energía radiante del Sol entra fácilmente por las ventanas del carro. Dentro del automóvil, parte de la energía se transforma en calor, la cual no se puede escapar con facilidad a través de las ventanas y, por tanto, queda allí atrapada. Esta energía calórica es la responsable del aumento de temperatura dentro del carro.

En la atmósfera, el dióxido de carbono y otros gases llamados gases de invernadero, como el metano, el óxido nitroso, el vapor de agua, el ozono que se produce en la parte más baja de la atmósfera o troposfera y los freones o gases clorofluorurocarbonados, resultado de la actividad humana, producen el mismo fenómeno del automóvil cerrado.

En realidad, estos gases acumulados en la atmósfera alrededor de la Tierra actúan como un termo de "vidrio" en una "casa de invernadero" pues concentran la energía calórica.

Parte de la energía solar, al penetrar en la atmósfera, es absorbida y parte alcanza la superficie de la Tierra. La energía que alcanza la superficie nuevamente irradiada por la Tierra hacia la atmósfera, si no existieran los llamados gases de invernadero acumulados en la atmósfera, se escaparía del planeta.

La acumulación de dióxido de carbono, el vapor de agua y los demás gases de invernadero, en la atmósfera alrededor de la Tierra no permiten que la energía irradiada por la superficie del planeta se escape. Esta concentración de energía hace que la temperatura promedio de la Tierra aumente.

La concentración de dióxido de carbono en la atmósfera, debida a la quema de combustibles fósiles, es el mayor producto de desecho de la sociedad moderna y se ha incrementado en un 30% en la atmósfera desde la revolución industrial. Como resultado de este continuo incremento del dióxido de carbono, se ha producido un aumento de la temperatura promedio del planeta de entre 1.5 ° C y 4.5 ° C. De 1900 a 1990, el aumento de la temperatura promedio de la Tierra ha sido progresivo.

Se predice que ese aumento traerá consigo la fusión del agua de los polos y el consecuente aumento del nivel del mar, por lo menos en un metro, para el año 2035.

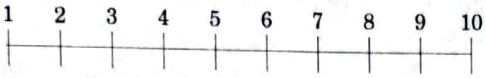
Si el nivel del mar se eleva, se presenta la inundación de grandes zonas a lo largo de las costas, con las consecuentes pérdidas de cosechas y ciudades. Por otra parte, este cambio de temperatura puede causar la desaparición de numerosas especies de animales y plantas que son susceptibles a tales cambios.

Scanned with CamScanner

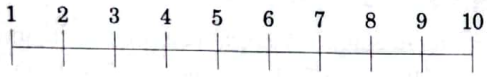
PARA EL PORTAFOLIO

- Asigne un valor en la escala de 1 a 10 cada uno de los siguientes aspectos. Confronte su calificación con la de otros compañeros, analice los resultados y de ser necesario proponga alternativas frente a aquellos aspectos de baja calificación:

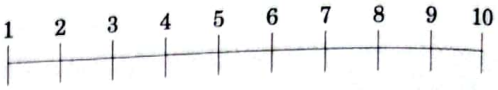
1. El apoyo que recibo para el aprendizaje por parte del profesor.



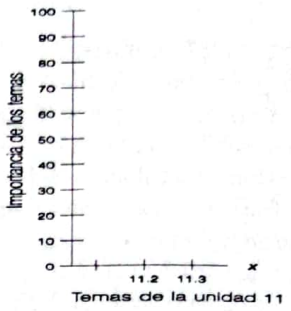
2. Relación que presentan los temas desarrollados con la vida diaria.



3. Participación, aportes y colaboración durante el desarrollo de las clases.



- Asigne valores a las coordenadas x, y. Grafique mediante barras. x representa los temas de la unidad, y representa importancia de dichos temas.



Scanned with CamScanner

Unidad 12
Velocidad y equilibrio en las reacciones químicas

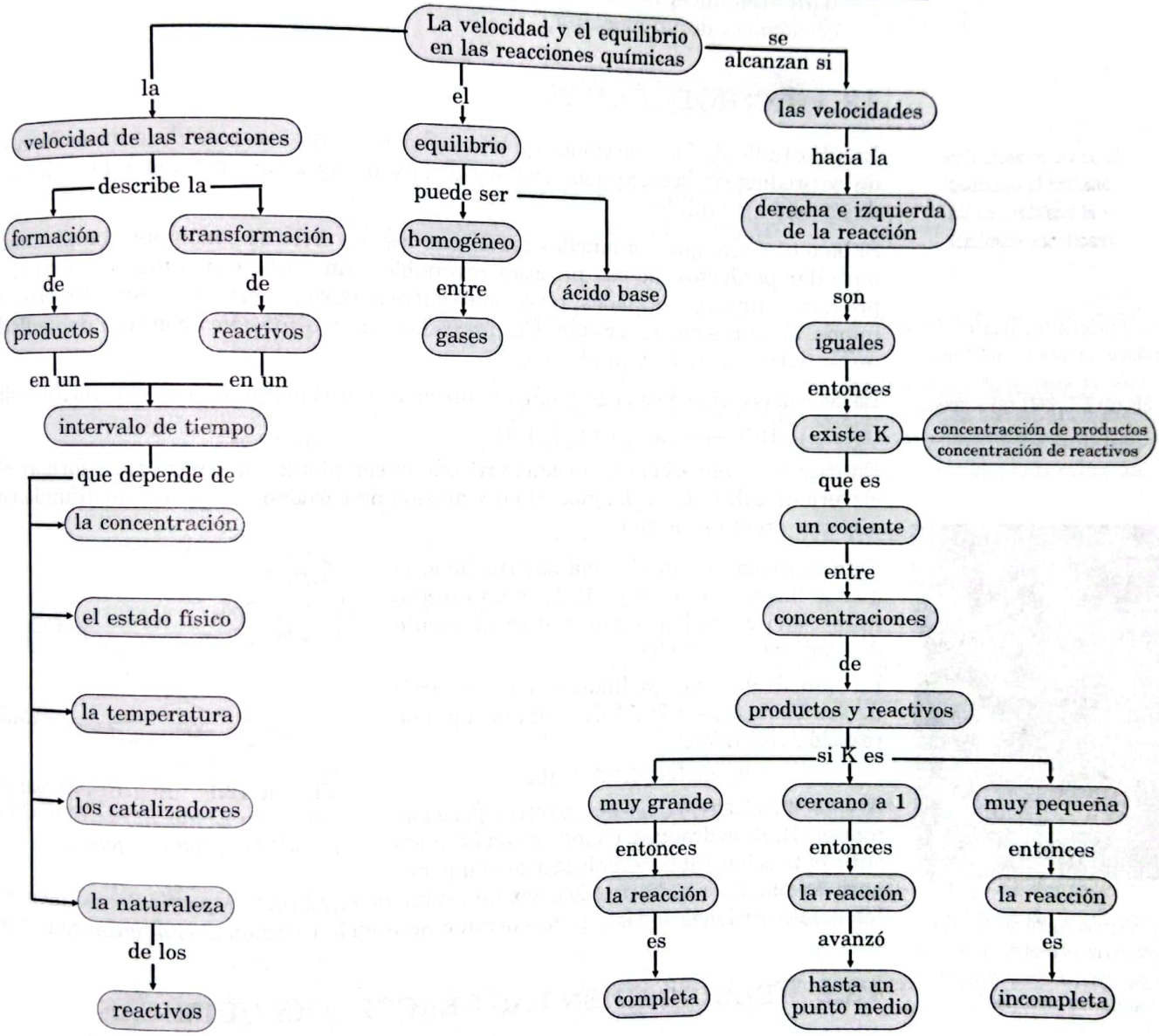


Diagrama 12.1 *Relaciónes entre velocidad y equilibrio químico.*

Scanned with CamScanner

Términos clave **Velocidad de reacción, complejo activado, proceso endotérmico, proceso exotérmico, entalpía, naturaleza de los reactivos, estado físico de los reactivos, equilibrio químico, constantes de equilibrio.**

Logros

- Escribir, a partir de una ecuación química, la expresión para la constante en equilibrio.
- Construir, sobre los conocimientos previos, los conceptos de equilibrio químico y velocidad de reacción.
- Desarrollar la capacidad de establecer relaciones entre los diferentes conceptos asociados al equilibrio químico.

Conocimientos previos

Analice y comente, con sus compañeros, la siguiente expresión:

1. "Las bajas temperaturas permiten la conservación de muchos alimentos porque con ellas se disminuye la velocidad de reacción en sus componentes".
2. En la industria avícola, se suministran compuestos orgánicos llamados hormonas para acelerar el proceso de crecimiento. Relacione este proceso con los beneficios económicos de un avicultor.

12.1 INTRODUCCIÓN

¿Qué importancia tiene analizar la velocidad y el equilibrio en las reacciones químicas?

En el estudio de las reacciones químicas, básicamente, se consideraron la formación de los productos y la estequiometría. A esto, hay que agregar el estudio de las velocidades de reacción y equilibrio.

Si bien es cierto que, en muchas reacciones los reactivos se consumen completamente para dar productos, no son procesos reversibles. En otras, quizá más numerosas, los productos, una vez formados, reaccionan entre sí para generar reactivos. En otros términos, el proceso es reversible. Un proceso reversible se indica con una doble flecha $\rightleftharpoons$ entre reactivos y productos.

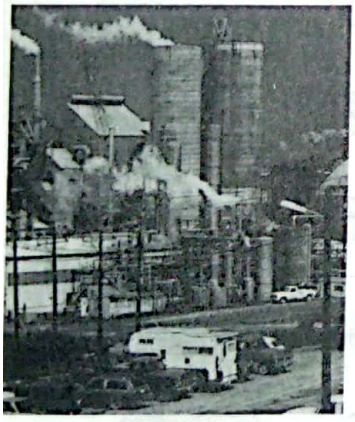
Mediante el proceso de Haber se pueden producir grandes cantidades de amoníaco.

$N_2(g) + 3H_3(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) + \text{energía}$

La descomposición de un carbonato con un ácido es un ejemplo de reacción no reversible.

$$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$$

En este caso, el carbonato de calcio reacciona completamente para transformarse en cloruro de calcio ($CaCl_2$), agua (H_2O) y dióxido de carbono (CO_2), que se difunde en el aire tan pronto se forma.



El término equilibrio denota un estado en el cual dos procesos opuestos coexisten y ocurren a la misma velocidad.

Esta reacción, en un sistema abierto como el que se ilustra en la figura 12.1, es un proceso o reacción irreversible porque ocurre solamente de izquierda a derecha.

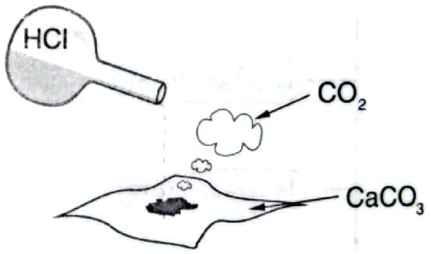


Figura 12.1 *El HCl descompone todo el carbonato. El gas, CO_2, se desprende tan pronto se forma.*

La síntesis del ácido yodhídrico, $HI_{(g)}$, a partir de sus elementos a 700 ° C, es un ejemplo de reacción reversible:

$$H_{2(g)} + I2_{(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$$

Al comienzo los reactivos desaparecen para formar el HI. Poco después, cuando se ha formado suficiente ácido, éste se empieza a descomponer para formar H_2 e I_2, hasta alcanzar un estado de equilibrio. A partir de ese momento, las concentraciones de las especies involucradas en la reacción permanecen constantes.

12.2 VELOCIDAD EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

¿A qué se refiere la expresión "cinética química"?

El equilibrio químico, en un proceso reversible, se establece cuando las velocidades de las reacciones hacia la derecha y hacia la izquierda son iguales.

Scanned with CamScanner

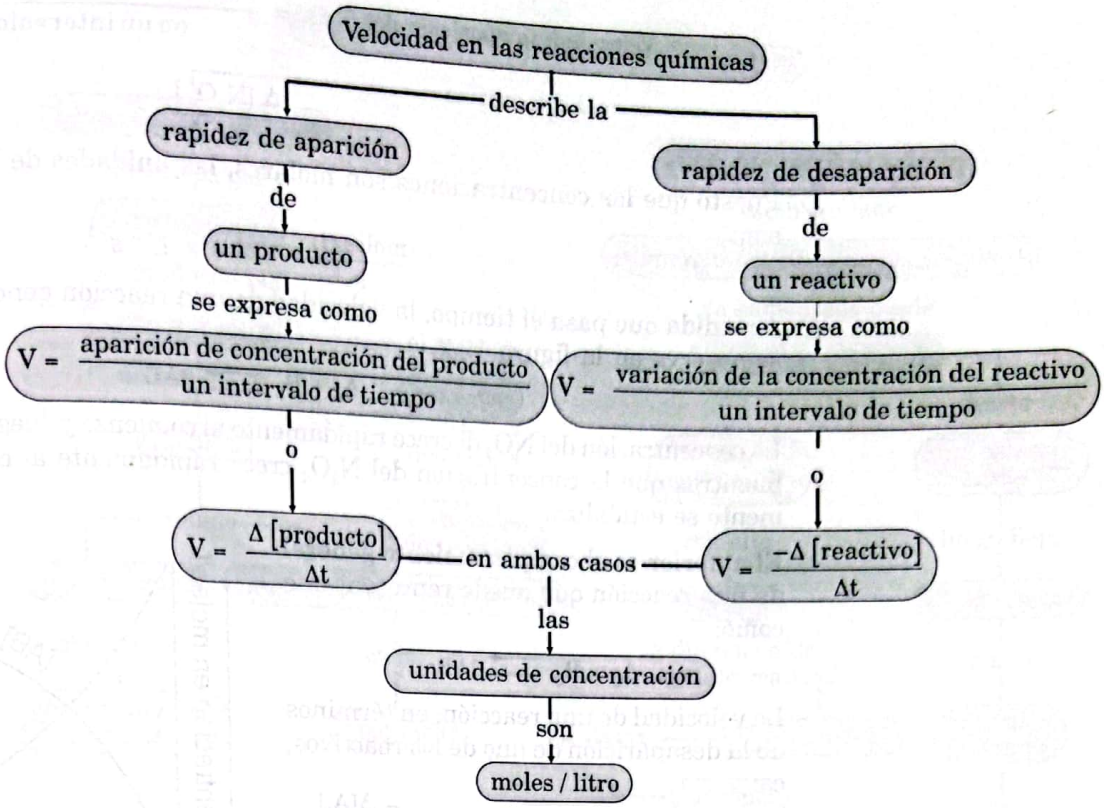


Diagrama 12.2 *Velocidad en las reacciones químicas.*

Para entender adecuadamente el concepto de equilibrio, es necesario hacer un breve estudio de la cinética química.

La expresión cinética química o velocidad de reacción se emplea para describir la rapidez de desaparición o transformación de los reactivos y la rapidez de aparición o formación de los productos en una reacción determinada. La cinética química también se ocupa de la interpretación de las velocidades de las reacciones químicas con relación a sus mecanismos.

Los mecanismos de reacción son caminos hipotéticos que recorren los reactivos para llegar a los productos.

Así, por ejemplo, cuando se pone dióxido de nitrógeno, NO_2, en un recipiente, éste se transforma lentamente en tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4. Durante el proceso, la concentración del NO_2 disminuye, y la concentración de N_2O_4 aumenta.

La velocidad de una reacción se puede expresar como la tasa de disminución de la concentración de un reactivo con respecto al tiempo. En este caso, variación de la concentración de NO_2

$$\text{Variación de la concentración de } NO_2 = \frac{\text{velocidad de desaparición del } NO_2}{\text{un intervalo de tiempo}} = \frac{-\,\Delta\,[NO_2]}{\Delta t}$$

La notación $\Delta\,[NO_2]$ significa variación de la concentración de NO_2 y Δt representa un intervalo de tiempo. El signo menos, –, indica solamente que se trata de la desaparición del reactivo.

La fórmula del reactivo entre corchetes, [ ], significa concentración en moles litro; es decir, se trabaja en concentraciones molares.

También se puede expresar la velocidad de una reacción como la tasa de aparición de un producto con respecto al tiempo. Para la reacción en mención, se tiene:

Scanned with CamScanner

$$\text{Velocidad de aparición del } N_2O_4 = \frac{\text{variación de la concentración de } N_2O_4}{\text{en un intervalo de tiempo}}$$

$$= \frac{\Delta [N_2O_4]}{\Delta t}$$

Puesto que las concentraciones son molares, las unidades de la velocidad de reacción son:

$$\frac{\text{moles/L}}{\text{s}} = \text{moles} \times L^{-1} s^{-1}$$

A medida que pasa el tiempo, la velocidad de una reacción generalmente cambia, como se observa en la figura 12.2.

$$A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$$

La concentración del NO_2 decrece rápidamente al comienzo y, luego, tiende a estabilizarse, mientras que la concentración del N_2O_4 crece rápidamente al comienzo y, luego, lentamente se estabiliza.

El anterior es el comportamiento general de una reacción que puede representarse como:

$$A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB;$$

La velocidad de una reacción, en términos de la desaparición de uno de los reactivos, es:

$$\text{velocidad de desaparición } A_2 = \frac{-\Delta[A_2]}{\Delta t}$$

y, en términos de aparición de productos, es:

$$\text{velocidad de aparición de AB} = \frac{-\Delta[AB]}{\Delta t}$$

En ambos casos, las unidades son:

$$\frac{\text{moles}}{\text{L/s.}}$$

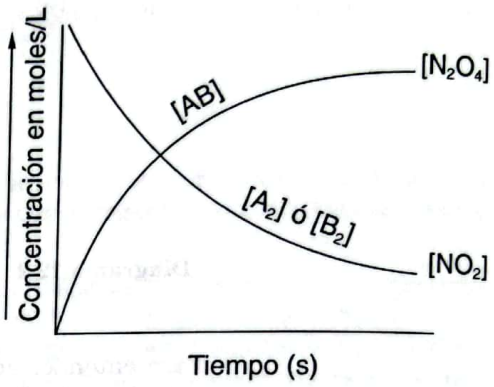


Figura 12.2 *Variaciones de las concentraciones de reactivos y productos en la transformación del NO_2 y para una reacción general.*

¿Cuál teoría le parece más acertada?

¿Cómo se producen las reacciones químicas?

Existen dos visiones generales acerca de cómo transcurren las reacciones químicas: la teoría de las colisiones y la del complejo activado. La teoría de las colisiones establece que las reacciones proceden, mediante choques efectivos entre las partículas de los reactivos, átomos o moléculas generalmente.

Para que se produzca un choque efectivo, se requieren dos condiciones:

1. Que las partículas choquen con una energía mínima suficiente para reorganizar los electrones de valencia, romper unos enlaces y formar otros.
2. Que al chocar, las partículas estén orientadas adecuadamente.

   Cuando las partículas chocan o colisionan con una energía baja, las nubes electrónicas se repelen y las partículas se separan sin ninguna modificación. Si éstas tienen la mínima energía pero colisionan apenas tangencialmente, tampoco hay modificaciones en ellas: "las partículas salen ilesas del choque".

La teoría del complejo activado o del estado de transición describe el curso de una reacción a partir de la variación de energía potencial en los reactivos. Como se vio anteriormente, la energía química es potencial.

Scanned with CamScanner

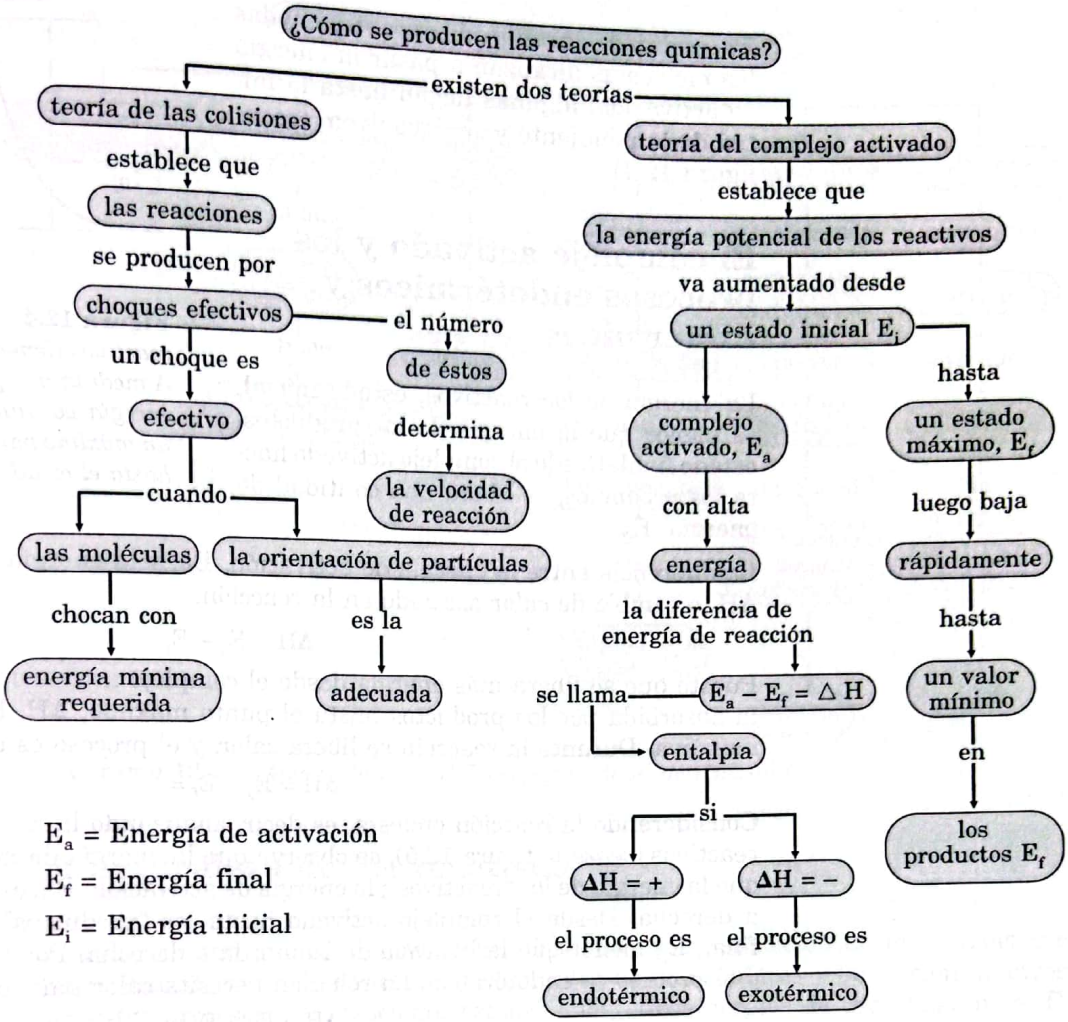


Diagrama 12.3 *¿Cómo se producen las reacciones químicas?*

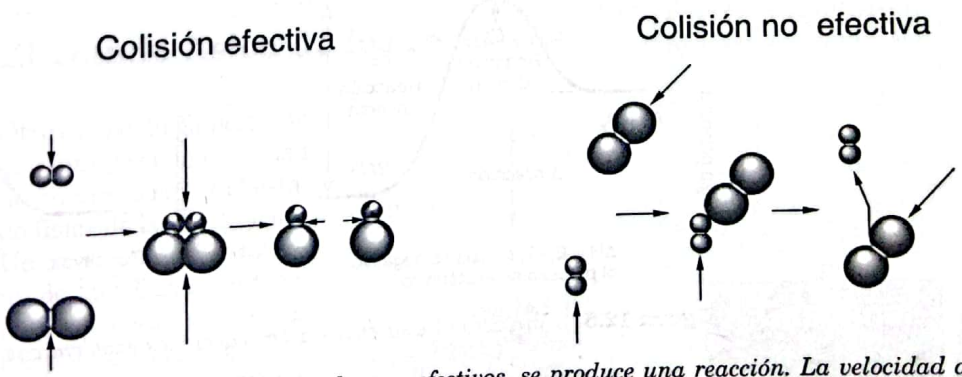


Figura 12.4 *Cuando hay choques efectivos, se produce una reacción. La velocidad de formación de un producto químico dado depende del número de colisiones efectivas en un momento dado.*

En el punto máximo de la energía, entre los reactivos y los productos, se forma una especie química de poca duración y alta energía, que se llama complejo activado.

La diferencia de energía entre el estado inicial de los reactivos y el complejo activado se llama energía de activación, y se anota como E_a. Así, los reactivos deben absorber energía suficiente para sobrepasar la energía de activación; de lo contrario, no hay reacción.

Scanned with CamScanner

En realidad, durante el proceso no todas las moléculas alcanzan a pasar la energía de activación: algunas llegan hasta la mitad de la pendiente y se devuelven. (*véase* figura 12.4)

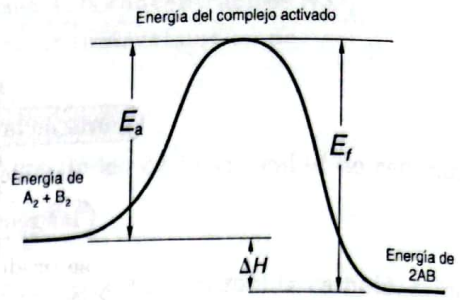


Figura 12.4 *En el estado inicial, los reactivos tienen cierta energía potencial. A medida que progresa la reacción, esta energía va aumentando hasta alcanzar un máximo para luego caer rápidamente hasta el estado final en los productos.*

El complejo activado y los procesos endotérmicos y exotérmicos

La energía de los reactivos, estado inicial, es menor que la energía de los productos, estado final. Desde el complejo activado hasta los productos, se libera una cantidad de energía, E_f.

La diferencia entre la energía de activación, Ea, y la energía final, E_f, es la entalpía, ΔH, o cambio de calor asociado en la reacción.

$$\Delta H = E_a - E_f$$

Puesto que se libera más energía desde el complejo activado hasta los productos que la absorbida por los productos hasta el punto máximo, ΔH, la expresión anterior es negativa. Durante la reacción se libera calor, y el proceso es exotérmico.

$$\Delta H = E_a - E_f = -$$

Considerando la reacción opuesta, es decir, analizando la reacción desde productos a reactivos (*véase* la figura 12.5), se observa que la energía de los "productos"; es mayor que la energía de los "reactivos"; la energía de activación, Ea, es mayor que de izquierda a derecha. Desde el complejo activado hasta los "productos", se libera una energía final, E_f, menor que la liberada de izquierda a derecha. Por lo tanto, ΔH es positivo y el proceso es endotérmico. La reacción necesita calor para producirse.

$$\Delta H = E_a - E_f = +$$

En resumen, una reacción química que es exotérmica de izquierda a derecha, es endotérmica de derecha a izquierda.

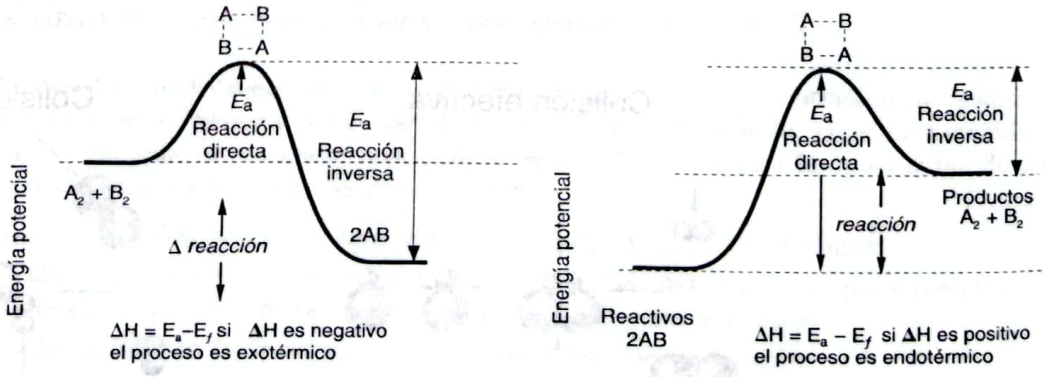


Figura 12.5 *Variación de la energía en reacciones exotérmicas y endotérmicas.*

¿Qué factores inciden en la velocidad de una reacción?

Velocidad de una reacción y factores que la modifican

Se ha encontrado que la velocidad de una reacción depende de los siguientes factores: la naturaleza de los reactivos, el estado físico de los reactivos, su concentración, temperatura y los catalizadores.

Scanned with CamScanner

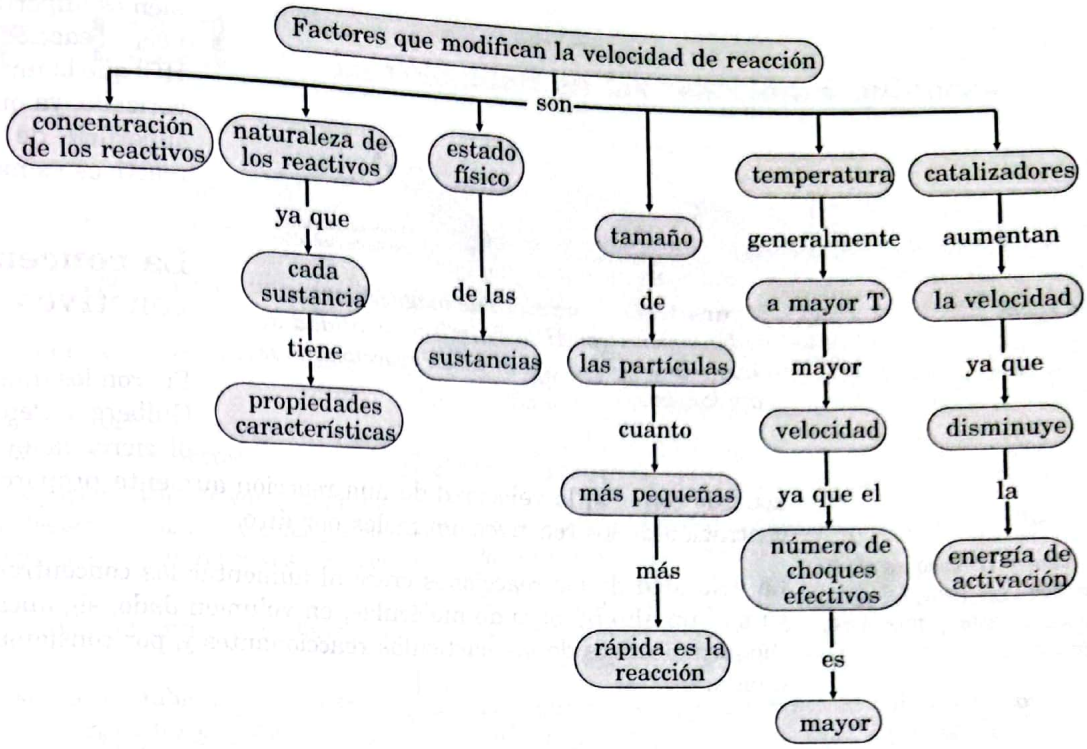


Diagrama 12.4 *¿Qué factores modifican la velocidad de reacción?*

La naturaleza de los reactivos

En una reacción química, como se ha dicho, hay reorganización de las estructuras electrónicas de valencia de los átomos, ruptura de unos enlaces y formación de otros. Con estos procesos, van asociados estados energéticos propios de cada sustancia. Es claro que la velocidad de una reacción depende de las características propias de los reactivos. Así, por ejemplo, el sodio y el calcio, que son dos metales, reaccionan en forma diferente con el agua.

La reacción del sodio con el agua es violenta, mientras que el calcio con el agua reacciona lentamente y es un proceso que requiere calor.

El estado físico de los reactivos

¿Qué relación existe entre el estado físico de los reactivos y la velocidad de reacción?

Otros aspecto importante que influye en la velocidad de una reacción es el estado físico de las sustancias. Un recipiente abierto lleno de gasolina arde fácilmente, pero el mismo recipiente cerrado, lleno con vapor de gasolina, puede producir explosión. Véase figura 12.6.

El tamaño y, por tanto, la superficie de las partículas de los reactivos tam-

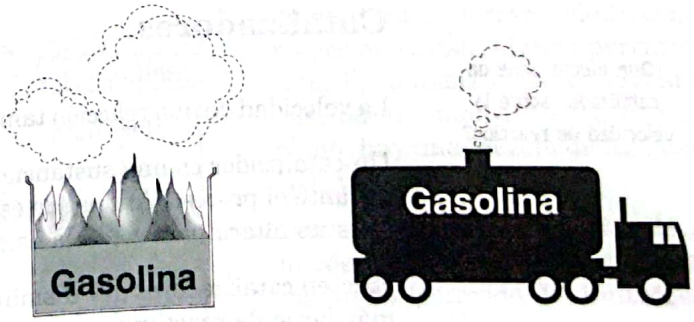


Figura 12.6 *Un recipiente abierto, con gasolina, arde fácilmente, uno cerrado, con gasolina puede, incluso explotar.*

Scanned with CamScanner

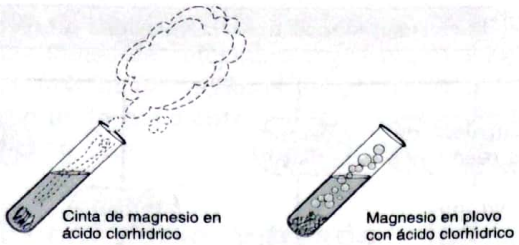


Figura 12.7 *Una cinta de magnesio reacciona lentamente con HCl. La misma cantidad de magnesio en polvo con el ácido reacciona más rápidamente.*

bién es importante. Una cinta de magnesio reacciona más lentamente con HCl que la misma cantidad de Mg pulverizado, ya que, en el Mg en polvo, la superficie de contacto entre los dos reactivos es mayor.

La concentración de los reactivos

Fueron los químicos noruegos Cato M. Gulberg y Peter Waage quienes establecieron la ley de acción de masas. De acuerdo con ella, la velocidad de una reacción aumenta proporcionalmente con la concentración de los reactivos, en moles por litro.

El número de choques efectivos entre las partículas reaccionantes, es proporcional a la velocidad de reacción.

La velocidad de las reacciones crece al aumentar las concentraciones de los reactivos, ya que un alto número de moléculas, en volumen dado, significa un mayor número de choques efectivos de las partículas reaccionantes y, por consiguiente, una reacción más rápida.

La temperatura

En casi todos los casos, al aumentar la temperatura, aumenta la velocidad de una reacción. Sin embargo, la cantidad exacta en que aumenta la velocidad varía con cada reacción y con la naturaleza de los reactivos.

Al aumentar la temperatura en un conjunto de partículas, átomos o moléculas, aumenta la energía cinética promedio y, con ella, la energía de las moléculas que chocan. Así, el número de moléculas que chocan con la energía suficiente para vencer la barrera de la energía potencial, en un momento dado, es mayor y, por tanto, la velocidad aumenta.

En química se acepta que por cada 10 ° C de aumento de temperatura la velocidad de la reacción se duplica o se triplica.

El efecto de la temperatura sobre las reacciones químicas es válido sean éstas exotérmicas o endotérmicas.

Catalizadores

¿Qué efecto tiene un catalizador sobre la velocidad de reacción?

La velocidad de una reacción también se puede modificar mediante el uso de catalizadores.

Un catalizador es una sustancia que afecta la velocidad de una reacción sin consumirse durante el proceso. Al final de éste, el catalizador se puede recuperar sin ningún cambio, pues no altera para nada la estequiometría de la reacción.

Existen catalizadores que disminuyen la velocidad de reacción y proporcionan un camino más largo de reactivos a productos. Estas sustancias se llaman inhibidores.

Los seres vivos contienen, en su organismo, miles de catalizadores llamados enzimas, las cuales acentúan sus reacciones que serían demasiado lentas a la temperatura normal del organismo.

Scanned with CamScanner

Taller 12.1 La velocidad en las reacciones químicas

Logro

- Expresar correctamente la velocidad de una reacción química.
- Diferenciar las reacciones endotérmicas de las exotérmicas.
- Precisar los factores que afectan la velocidad de una reacción química y analizar sus efectos.
- Adquirir habilidades para relacionar variables como velocidad y tiempo; desprendimiento de calor y reacción exotérmica; concentración de reactivos y velocidad de reacción.
- Mejorar el hábito de estudio y aprender en forma independiente.
- Desarrollar habilidad para establecer relaciones entre conceptos presentes en un texto científico.

Conocimientos previos

Explique los factores que usted considere determinantes para realizar con mayor o menor velocidad eventos como competencia de atletismo, carrera ciclística, desarrollo de un trabajo escrito, carreras de automóviles, competencias de equitación.

¿En cuáles de los siguientes casos la velocidad de calentamiento es mayor y por qué?

- Ebullición de cierta cantidad de agua en una vasija con la tapa puesta, o sin la tapa.
- Calentamiento de una comida en una vasija de base ancha o de base angosta.

Procedimiento

Con base en los principios expuestos en esta unidad, precise lo siguiente:

1. Elabore una síntesis acerca de la velocidad en las reacciones químicas, incluyendo los conceptos e ideas más importantes, y dé algunos ejemplos.
2. ¿Cuándo se dice que una reacción química es reversible y cuándo que es irreversible? Dé ejemplos.
3. ¿De qué manera se puede expresar la velocidad de una reacción química?
4. Además, confronte los conocimientos adquiridos sobre los temas objeto de este taller, resolviendo los ejercicios de la sección de autoevaluación correspondiente a los numerales 12.1 y 12.2.

12.3 CONCEPTO DE EQUILIBRIO QUÍMICO

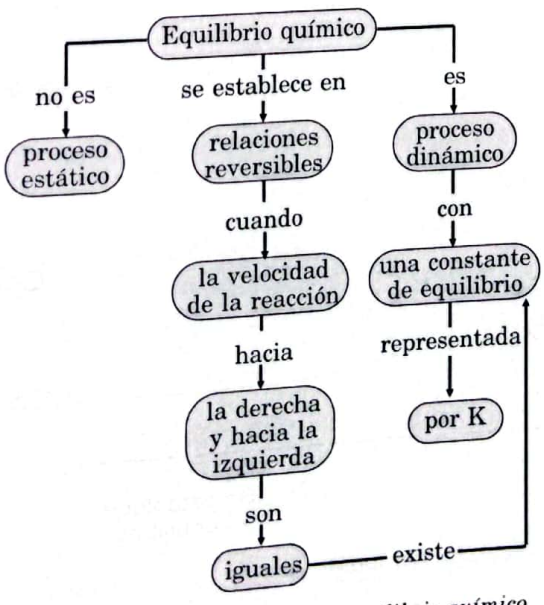


Diagrama 12.5 *El concepto de equilibrio químico.*

Cuando se pone, en un recipiente cerrado (*véase* la figura 12.8), una cantidad dada de dióxido de nitrógeno, NO_2, de color pardo rojizo, el color se desvanece al comienzo pero, después de un tiempo, este cambio de color se detiene y permanece así en forma indefinida, a menos que exista alguna perturbación. El análisis químico muestra que, en ese momento, en el recipiente hay una mezcla de los gases NO_2 y N_2O_4.

Durante el proceso, el dióxido de nitrógeno, NO_2, se convierte lentamente en tetróxido de dinitrógeno incoloro.

$$\underset{\text{gas pardo rojizo}}{2NO_{2(g)}} \longrightarrow \underset{\text{gas incoloro}}{N_2O_{4(g)}}$$

Scanned with CamScanner

Si, por el contrario, en el recipiente se pone tetróxido de dinitrógeno incoloro y se calienta, se observa que el gas va tomando lentamente un color pardo rojizo, que se incrementa con el tiempo hasta un máximo y, a partir de allí, permanece constante. El análisis químico muestra que, en ese punto, existe una mezcla de NO_2 y N_2O_4. Durante el proceso, el tetróxido de dinitrógeno se descompone, para dar el dióxido.

$$\underset{\text{gas incoloro}}{N_2O_{4(g)}} \longrightarrow \underset{\text{gas pardo rojizo}}{2NO_{2(g)}}$$

Nótese que, partiendo del dióxido de nitrógeno, se tiene tetróxido de dinitrógeno y, partiendo del tetróxido de dinitrógeno, se forma dióxido. Esta situación se puede explicar asumiendo que esta reacción es reversible:

$$2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$$

De derecha a izquierda, parte del tetróxido se convierte en dióxido y, de izquierda a derecha, parte del dióxido se torna en tetróxido. En el equilibrio existe una mezcla de los gases. Los cambios descritos anteriormente se ilustran en las figuras 12.8 y 12.9.

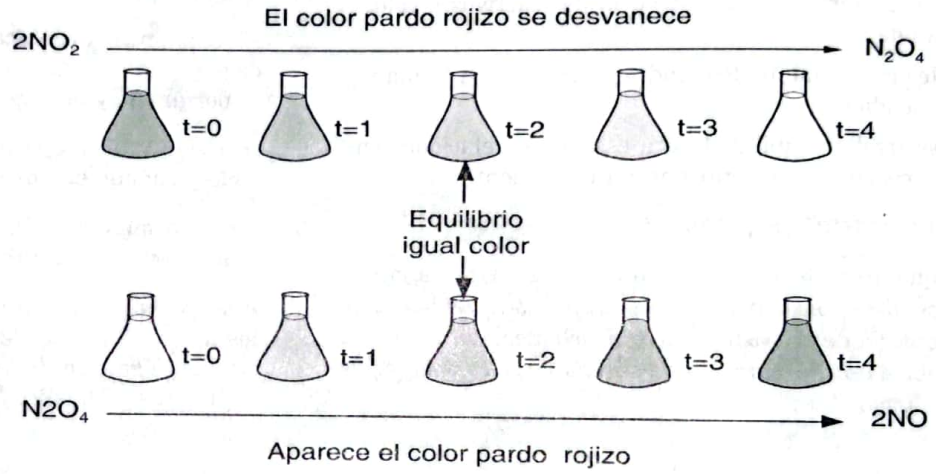


Figura 12.8 *En el tiempo cero, la concentración de NO_2 es alta, pero va decreciendo rápidamente y, a partir del tiempo 2, permanece constante.*

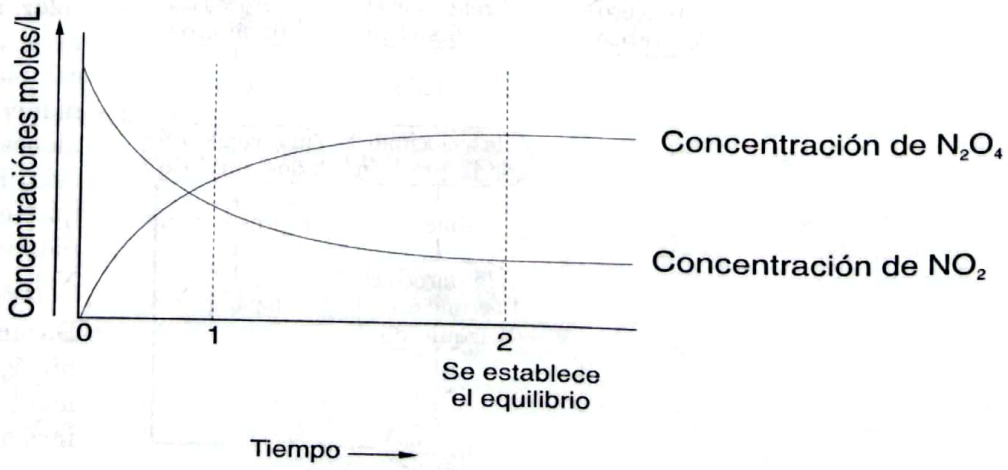


Figura 12.9 *Variación de las concentraciones de N_2O_4 y NO_2 hasta alcanzar el equilibrio.*

En el mismo tiempo cero, la concentración del N_2O_4 es cero, pero va aumentando rápidamente. A partir del tiempo 2 permanece constante. En el tiempo 2, el sistema alcanza el equilibrio. En la reacción, una cantidad de productos está en equilibrio con una cantidad dada de reactivos.

Éste es el comportamiento general de toda reacción reversible que, en general, se puede expresar como

$$A_{2(g)} + B_{2(g)} \rightleftharpoons 2AB_{(g)}$$

En el equilibrio, la velocidad de la reacción hacia la derecha es igual a la de la velocidad reacción hacia la izquierda.

A medida que pasa el tiempo, la velocidad de la reacción hacia la derecha decrece, pero nunca llega a cero. El proceso no se detiene, y la velocidad de la reacción hacia la izquierda aumenta. El equilibrio se establece cuando la velocidad de reacción hacia la derecha es igual a la de reacción hacia la izquierda. Por tanto, las concentraciones de todas las especies permanecen constantes.

En el equilibrio, el proceso no se detiene

Una vez que una reacción ha llegado a su estado de equilibrio, no se observan cambios en las concentraciones de reactivos y de productos. Se puede llegar a pensar que todo proceso ha cesado completamente, lo cual no es cierto: en las moléculas, existe gran movimiento.

La siguiente analogía puede ayudar a entender el concepto de equilibrio químico como igualdad de velocidades.

En un aula de clase que tiene una sola puerta, hay treinta alumnos, los cuales se dividen en dos grupos, no necesariamente de 15. Por ejemplo, 20 están fuera del aula y 10 dentro. El profesor, situado cerca de la puerta, controla que al mismo tiempo un estudiante entre y otro salga; dos estudiantes entren y dos salgan; tres estudiantes entren y tres salgan. Mientras el número de alumnos que entra sea igual al que salga y lo haga al mismo tiempo, el número de estudiantes en el salón y fuera de él será la misma cantidad inicial.

En estas condiciones, se dice que existe un equilibrio dinámico. El equilibrio químico es un equilibrio dinámico.

La constante de equilibrio

Se ha establecido, en las secciones anteriores, que una reacción reversible de tipo

$$A_{2(g)} + B_{2(g)} \rightleftharpoons 2AB_{(g)} \quad (1)$$

alcanza un estado de equilibrio cuando la velocidad de reacción hacia la derecha V_d, es igual a la velocidad hacia la izquierda V_i. Por otra parte, se estableció que, para una reacción dada, experimentalmente se puede determinar una ecuación de velocidad, que incluye una constante K y las concentraciones de los reactivos elevadas a ciertos exponentes.

Si para la ecuación (1) $V_d = K_1 [A_2][B_2]$ y

$$V_i = K_2 [AB]^2$$

En equilibrio $V_d = V_i$, $K_1 [A_2] [B_2]$, $K_2 [AB]^2$. Transponiendo términos, se tiene

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[AB]^2}{[A_2] [B_2]}$$

Scanned with CamScanner

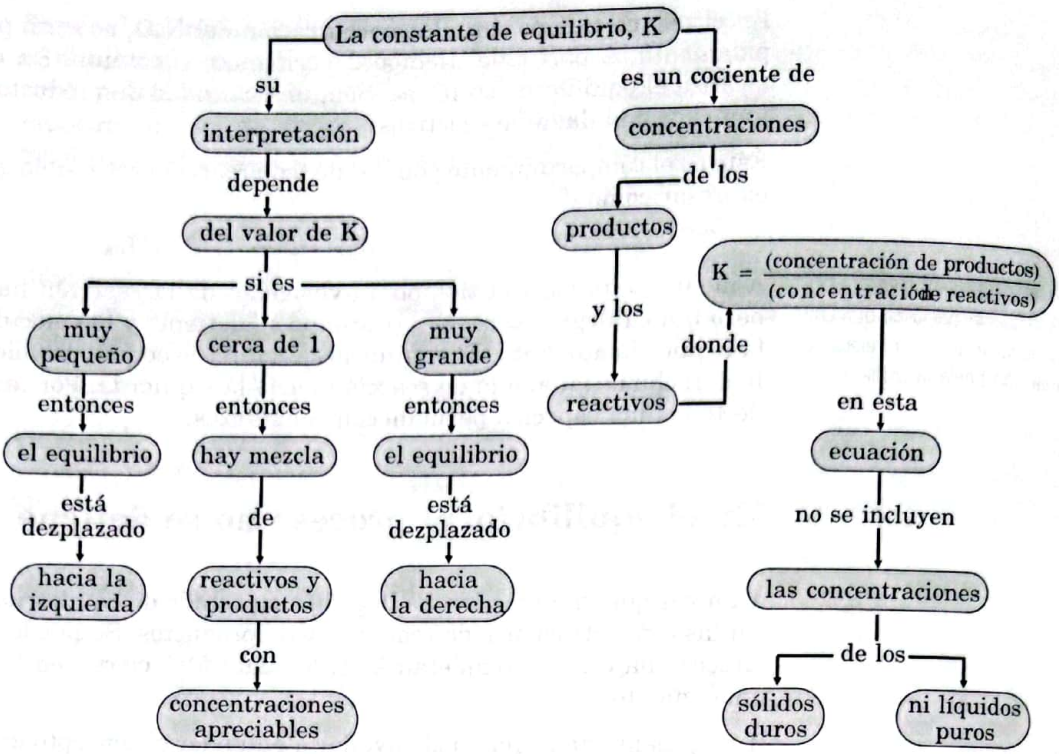


Diagrama 12.6 *¿Cómo se imterpreta la constante de equilibrio?*

El cociente de estas dos constantes de velocidad K_1 K_2 es otra constante, K, llamada constante de equilibrio. Por tanto,

$$K = \frac{[AB]^2}{[A_2]\,[B_2]}$$

Para una ecuación general del tipo analizado, recuerde que [AB], $[A_2]$ $[B_2]$ indican concentraciones en moles / L. Para cada reacción, existe un valor de esta constante que varía con la temperatura. Sin embargo, para un temperatura determinada, ese valor siempre es el mismo, ya que, una vez establecido el equilibrio, las concentraciones de los reactivos y de los productos se mantienen constantes.

Cuando en una reacción química en equilibrio existen varios reactivos y varios productos, *a partir de la ecuación estequiométrica* se puede escribir la expresión matemática de K, como se ilustra a continuación:

$$aA + bB + cC \rightleftharpoons dD + eE \qquad (2)$$

$$K = \frac{[D]^d\,[E]^e\ldots}{[A]^a\,[B]^b\,[C]^c\ldots}$$

En las ecuaciones de velocidad, los exponentes se determinan experimentalmente. En las constantes de equilibrio, estos exponentes son los coeficientes de la respectiva ecuación estequiométrica.

A diferencia de las ecuaciones de velocidad, los exponentes en las concentraciones presentes en las constantes de equilibrio son los coeficientes de la ecuación balanceada.

Por convención, las concentraciones de las especies químicas que aparecen en el numerador corresponden a las del lado derecho de la ecuación, esto es, a las concentraciones de los productos.

Esto quiere decir que las reacciones "se leen" de izquierda a derecha.

Así, si la ecuación 2 se escribe en forma inversa,

$$dD + eE \rightleftharpoons aA + bB + cC,$$

Scanned with CamScanner

Conociendo el valor de K de una reacción, el valor de la constante de la reacción inversa es el inverso de este valor.

su constante de equilibro K_i corresponde a

$$K_i = \frac{[A]^a\,[B]^b\,[C]^c\ldots}{[D]^d\,[E]^e\ldots},$$

que es el inverso de la constante de equilibrio K para la misma reacción.

Ejercicio guía 12.1 **Para la siguiente ecuación, escriba una expresión de su constante de equilibrio:** $NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$

Solución Se da una ecuación química sin balancear y se pide una expresión de K. Antes de escribir la expresión, debe balancearse la ecuación:

$$2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4: \qquad K = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2}$$

Ejercicio propuesto 12.1 **Para cada uno de los siguientes casos, escriba la expresión de K:**

a. $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons HI_{(g)}$

b. $NO_{2(g)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons NO_{(g)} + CO_{2(g)}$

c. $H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$

d. $CO_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(s)} + H_2O_{(g)}$

Ejercicio guía 12.2 **El valor para la constante de equilibrio de la reacción:** $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$ **es** 1.5×10^{-1} **M. Determine cuál es el valor de la constante de equilibrio para la reacción** $2SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$

Solución El planteamiento da, para la primera ecuación, el valor de la constante de equilibrio y pide calcular el de la constante para la segunda reacción. Observando con detalle la segunda ecuación, se ve que es la opuesta a la primera. Por tanto, se trata de calcular K_i, que es el inverso de K. Luego,

$$K_i = K^{-1} = \frac{1}{K} = \frac{1}{1.5 \times 10^{-1}} = 0.66$$

Ejercicio propuesto 12.2 **El metanol se descompone de acuerdo con la siguiente reacción:**

$CH_3OH \rightleftharpoons CO + 2H_2$ **Si su constante de equilibro es** 7.37×10^{-8} **a 100 ° C,**

Determine cuál es el valor de la constante para la reacción opuesta, K_i

Ejercicio guía 12.3 **Calcule el valor de la constante para la reacción de descomposición de HI a partir de las siguientes concentraciones en una mezcla en equilibrio:**

$[HI] = 0.54$ mol / L; $[H_2] = 1.72$ mol / L; y $[I_2] = 1.72$ mol / L

$$2HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$$

Solución El enunciado da las concentraciones en equilibro y la ecuación balanceada, sólo se requiere escribir la ecuación de K y reemplazar en ella los valores dados.

$$K = \frac{[H_2]\,[I_2]}{[HI]^2} = \frac{1.72 \times 1.72}{(0.54)^2} = \frac{2.95}{0.29} = 10.17$$

Ejercicio propuesto 12.3 **En un proceso de obtención de** NH_3 **a 500 ° C en equilibrio, se encontraron las siguientes concentraciones:**

$[NH_3] = 0.226$; $[H_2] = 0.840$ y $[N_2] = 1.204$. Si la ecuación es:

$N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$,

¿cuál es el valor de K para el proceso?

Scanned with CamScanner

Cuanto más grande sea el valor de la constante, más desplazado hacia la derecha está el equilibrio. Cuanto más pequeño sea este valor, más desplazado hacia la izquierda está el equilibrio. Si el valor se acerca a 1, existen en el equilibrio concentraciones grandes de reactivos y productos.

Significado de la constante de equilibrio

En realidad, la constante de equilibrio es un cociente y, por tanto, su valor se interpreta como tal. Obsérvese que, para todos los efectos, el numerador de la constante hace relación a los productos y, el denominador, a los reactivos, como se mencionó antes.

La magnitud del valor de la constante es una medida de la posición del equilibrio. Una constante grande significa que el numerador es muy grande, o sea, que la reacción ha sido prácticamente completa. Casi todos los reactivos han pasado a ser productos. Hacia la derecha, la reacción es prácticamente completa.

Un valor pequeño de una constante significa que el denominador es muy grande o que la reacción ha alcanzado el equilibrio cuando pocos reactivos se han consumido. Hay muchos reactivos y pocos productos: la reacción hacia la izquierda es casi completa.

Cuando el valor de la constante no es ni muy grande ni muy pequeño, el equilibrio se ha alcanzado cuando hay una mezcla en la cual las cantidades de productos y reactivos son apreciables.

En general, se acepta que una reacción está prácticamente desplazada hacia los productos cuando el valor de K es mayor que 10^2. Cuando el valor de K es menor que 10^2, se considera que la ecuación está desplazada hacia los reactivos. Valores entre 10^{-2} y 10^2 para K significan que existe una mezcla de reactivos y productos en concentraciones significativamente altas.

Ejercicio guía 12.4

Para la reacción $2NOCl_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$ de descomposición del NOCl gaseoso, la constante de equilibrio, K, es 4.4×10^{-4}. Analice qué tan completa es la descomposición del gas a 500 ° C.

Solución

Como el enunciado da los valores de la constante y la ecuación, el análisis se facilita escribiendo la expresión de la constante y su valor.

$$K = \frac{[NO]^2\,[Cl_2]}{[NOCl]^2} = 4.4 \times 10^{-4}\ \text{moles/L}$$

4.4×10^{-4} es un valor mucho menor que 1. Es muy pequeño y, por tanto, en el equilibrio las concentraciones de NO y Cl_2 son muy pequeñas y la concentración de NOCl es muy grande. Es decir, a 500 ° C la descomposición del $NOCl_3$ es poca.

Ejercicio guía 12.5

El valor de la constante de equilibrio K, para la síntesis del amoniaco, según la reacción $3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ es 4.0×10^8.

Analice qué tan completa está la síntesis del producto a esa temperatura.

Solución

El caso es muy semejante al ejercicio anterior. Por tanto,

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3\,[N_2]} = 4.0 \times 10^8$$

4.8×10^8 es un valor muy grande. En el equilibrio, las concentraciones del producto, NH_3, es muy alta y las de los reactivos muy bajas. La síntesis del NH_3, a esa temperatura, es prácticamente completa. El equilibrio está desplazado a la derecha.

Ejercicio guía 12.6

El valor de la constante de equilibrio para la reacción $3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ a 350 ° C es 0.9. Analice qué tan completa es la síntesis del amoníaco a este temperatura.

Scanned with CamScanner

Solución Al igual que el ejercicio anterior,

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3[N_2]} = 0.9$$

Importante: Si usted quiere invertir en una planta para producir NH_3, asegúrese de que el proceso se realice a una temperatura de 500 °C, en la cual la reacción es mucho más completa.

0.9 es un valor cercano a 1. Por lo tanto, el numerador es apenas algo más pequeño que el denominador. Las concentraciones de reactivos y productos son casi iguales. A esa temperatura, no se produce mucho amoniaco antes de establecerse el equilibrio.

En los tres ejercicios guía, se ha asociado, al valor de la constante, un valor a determinada temperatura. Recuerde que el valor de la constante depende de la temperatura a la cual se efectúa la reacción.

ercicio propuesto 12.4

Para cada una de las siguientes reacciones, a partir del valor de la constante, analice qué tan completa es cada una de ellas:

a. $2NO_{(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + O_2$ $\quad K = 2.2 \times 10^{30}$ a 25 °C

b. $2H_2O_{(g)} \rightleftharpoons 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$ $\quad K = 1.35 \times 10^{-11}$ a 1,430 °C

c. $CO_{(g)} + H_2O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_{2(g)}$ $\quad K = 0.628$ a 986 °C

Taller 12.2 Concepto de equilibrio químico

Logros

- Precisar las condiciones para que una reacción química logre su equilibrio.
- Expresar correctamente la constante de equilibrio para una reacción química y explicar su significado.
- Desarrollar habilidades para establecer y expresar relaciones entre conceptos presentes en un texto científico.
- Crear espacios que posibiliten el trabajo en ciencias en un ambiente de armonía y máximo entendimiento entre los participantes.

Conocimientos previos

1. Establezca la diferencia entre una reacción reversible y otra irreversible.
2. Analice, con sus compañeros, la reacción de una persona que está perdiendo su estado de equilibrio. Imagínese al hombre de circo que trata de pasar de un extremo al otro del escenario caminando sobre un cable bien tenso, sosteniendo, además, en las manos una varilla horizontal. Mencione otras situaciones en las que usted haya observado pérdida instantánea del equilibrio y su recuperación.

Procedimiento

1. A manera de síntesis, establezca algunas relaciones entre los conceptos relacionados con el equilibrio químico, preferiblemente, a través de diagramas conceptuales como las que aparecen en esta unidad.
2. ¿Cuándo se dice que una reacción química ha llegado al punto de equilibrio?
3. Explique por qué el equilibrio químico es un equilibrio dinámico.
4. Escriba la expresión para la constante de equilibrio, K, en las siguientes ecuaciones químicas:

   a. $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(g)}$

   b. $2ICl_{(g)} \rightleftharpoons I_{2(g)} + Cl_{2(g)}$

   c. $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$

5. La constante de equilibrio, K, para la reacción $2ICl_{(g)} \rightleftharpoons I_{2(g)} + Cl_{2(g)}$, es 5.0×10^{-6} a 25° C. Calcule la constante a 25° C para

   $I_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2ICl_{(g)}$

6. Halle el valor de la constante de equilibrio, K, para la reacción $SO_{2(g)} + NO_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)} + NO_{(g)}$

   En el equilibrio, las concentraciones de los productos son: 1.7×10^{-4} mol/litro a 700 °C y la concentración de los reactivos es 3.3×10^{-4} moles /litro a 700° C

   – La reacción

   $Fe_2O_{3\,(s)} + 3H_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2Fe_{(s)} + 3H_2O_{(g)}$

   tiene una constante, K = 0.064 a 340 °C. Analice qué tan abundante es la producción de hierro a dicha temperatura.

8. Resuelva, además, los ejercicios agrupados en el numeral 12.3 que aparecen al final de la unidad, en la sección de autoevaluación.

Scanned with CamScanner

Autoevaluación

12.1 Introducción

1. ¿Qué es una reacción reversible?
2. ¿Cómo se indica que una reacción es reversible?

12.2 Velocidad de las reacciones químicas

1. ¿Qué se entiende por cinética química?
2. ¿Cómo puede describirse la velocidad de una reacción?
3. Interprete la ecuación $\Delta H = E_a - E_f$.
4. ¿Cuándo es positivo ΔH ¿cuándo es negativo? ¿Qué significa en cada caso?
5. ¿Qué factores determinan la velocidad de una reacción?
6. ¿Cómo influye la concentración de los reactivos en la velocidad de una reacción?

12.3 Concepto de equilibrio químico

1. ¿Cuándo alcanza el equilibrio una reacción reversible?
2. ¿Por qué se dice que el equilibrio químico es un estado dinámico?
3. Para cada uno de los siguientes casos, escriba una expresión de la constante de equilibrio:
   a. $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$
   b. $PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$
   c. $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$
   d. $H_2SO_{3\,(\ell)} \rightleftharpoons SO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$
4. La constante de equilibrio a temperatura ambiente para la conversión del N_2O_4 es 4.7×10^{-3}. Calcule el valor de la constante para el equilibrio opuesto.
   $$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$
5. La constante de equilibrio K, para la disolución del HBr a 1,070 Kelvin es 7.0×10^{-7}. ¿Cuál es el valor de la constante K para el equilibrio opuesto?
   $$2HBr_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + Br_{2(g)}$$
6. En un proceso de obtención del PCl_3, se hacen reaccionar 2 moles de PCl_3 y 4 moles de Cl_2, en un recipiente de 6 L. ¿Cuál es el valor de K, si en el equilibrio sólo permanecen 1.4 moles de PCl_3?
   $$PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons PCl_{5(g)}$$
7. Calcule el valor de la constante de equilibrio K para la reacción
   $$N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)},$$
   si en el equilibrio, a una temperatura dada hay 2.5 de N_2, 3.5 moles de O_2 y 0.05 moles de NO_2, en un recipiente de 0.75 L.
8. Calcule la constante de equilibro K y las concentraciones de SO_2 y O_2 en el equilibrio, en un proceso de obtención de SO_3. Si la reacción se inició con una concentración de 4.0×10^{-3} moles / L de SO_2 y 2.8×10^{-3} moles / L de O_2 y en el equilibrio la concentración de SO_3 es de 2.0×10^{-3} moles / L. $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$
9. A partir de los valores de K, analice cada uno de los siguientes equilibrios y diga qué tan completos han sido los procesos:
   a. $NH_4HS_{(g)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + H_2S_{(g)}$ a 294 K, si Kelvin = 2.2×10^{-4}
   b. $COCl_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + Cl_{2(g)}$ a 294 K, si Kelvin = 1.2×10^{-10}
   c. $2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$ a cierta temperatura, si K = 0.33
   d. A + B $\rightleftharpoons$ C + D a 20 ° C si K = 1.3×10^3
   e. $H_{2(g)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)} + CO_{(g)}$ a 1,023 Kelvin, si K = 0.771

Scanned with CamScanner

10. Analice la siguiente información, y conteste las preguntas que se formulan a continuación.

1. Construya una frase con el término de la casilla 4 acerca de cómo afecta este valor a un sistema equilibrio.
2. Escriba la ecuación química para la cual K es igual a la expresión de la casilla 5.
3. ¿Cuál de los valores de K escritos en las casillas 1, 2, 3 representan una reacción completa?
4. Escriba una frase con el término de la casilla 7 como factor que afecta al equilibrio.

1. CH_3COOH	2. 7	3. $[H+] = 10^{-3}$	4. 11
5. K_w	6. HCL	7. 5	8. NaOH

QUÍMICA Y AMBIENTE

La contaminación fotoquímica

El ozono, presente en la estratosfera entre los 15 y los 30 km de altura, se considera un componente natural de la atmósfera. En realidad, la ozonosfera, como se llama a la capa de ozono, es un mecanismo básico de protección de la vida. Sin la capa de ozono, las radiaciones ultravioleta provenientes del Sol llegarían directamente a la superficie de la Tierra y ocasionarían la destrucción no de gran parte sino de toda la vida.

Cuando el ozono se produce en cantidades apreciables en la parte baja de la atmósfera, en la troposfera se presenta como una sustancia tóxica para las plantas, los animales y el hombre.

Pero, ¿cuál es la fuente de ozono en la troposfera?, ¿cómo se produce el ozono en la parte baja de la atmósfera, cerca de la superficie de la Tierra?

Si bien podría pensarse que parte del ozono formado en la estratosfera desciende por difusión hacia la troposfera, la cantidad proveniente por ese mecanismo sería muy poca, debido a la carencia de circulación vertical en la estratosfera, donde el ozono se forma y se destruye naturalmente.

La mayoría del ozono presente en la atmósfera se forma por reacciones secundarias entre los óxidos del nitrógeno y los hidrocarburos atmosféricos que compiten por las reacciones propias del ciclo fotolítico.

Los niveles corrientes de óxidos de nitrógeno en la troposfera provienen de fuentes naturales y de fuentes antropogénicas. Las primeras contribuyen significativamente con más óxidos de nitrógeno que las fuentes relacionadas con el hombre.

De los óxidos del nitrógeno conocidos, sólo se detectan usualmente tres en la atmósfera: el oxígeno nitroso, N_2O, el óxido nítrico, NO, y el dióxido de nitrógeno, NO_2.

Casi todo el N_2O que se encuentra en la atmósfera procede de diferentes fuentes naturales, principalmente de la acción de las bacterias en el suelo. El NO atmosférico proviene tanto de fuentes naturales como antropogénicas y, casi todo el NO_2 emitido a la atmósfera, es de origen antropogénico.

Una vez que los óxidos de nitrógeno están en la atmósfera, forman parte de una serie de reacciones naturales causadas por la luz solar que, en su conjunto, se conocen como el ciclo fotolítico del dióxido de nitrógeno, NO_2.

A continuación, se describe el ciclo fotolítico:

1. La luz ultravioleta del Sol es absorbida por el dióxido de nitrógeno, que se rompe para producir, NO, y oxígeno atómico, que es muy reactivo.
2. El oxígeno atómico producido reacciona con el oxígeno molecular del aire para producir ozono (O_3), que es un contaminante de la troposfera.
3. El ozono que se forma reacciona con el NO proveniente de la descomposición del NO_2, para formar oxígeno molecular y NO_2, con el cual se cierra el ciclo.

El resultado de esta cadena de reacciones es la rápida circulación del NO_2 en la atmósfera y, de no haber interrupciones en el ciclo, no se produciría ningún efecto total: las concentraciones de NO y NO_2 en la atmósfera serían constantes, ya que éstos se forman y se destruyen en cantidades iguales.

Con frecuencia, el ciclo se ve alterado por la presencia de otras reacciones que, normalmente, implican hidro-

Scanned with CamScanner

hidrocarburos provenientes de las mismas fuentes antropogénicas de los óxidos de nitrógeno. Estas reacciones hacen que se rompa el equilibrio del ciclo, pues el NO se transforma más rápidamente en NO_2, que se disocian en NO y átomos de O.

El desequilibrio del ciclo provoca la formación de otras sustancias que, en conjunto, se conocen como oxidantes fotoquímicos. Estas sustancias, a su vez, son los componentes principales de la polución o neblina fotoquímica que se presenta sobre las grandes ciudades industriales del mundo.

Los efectos de los oxidantes fotoquímicos, entre ellos el ozono y el nitrato de peroxiácido (NPA), dependiendo de la concentración y el tiempo de exposición, varían desde irritación de los ojos hasta la fatiga y la pérdida de la coordinación motora en los seres humanos. Incluso, se ha llegado a especular que la exposición al ozono acelera el proceso de envejecimiento de los tejidos pulmonares.

→

Realice un gráfico donde se describa el ciclo fotolítico.

PARA EL PORTAFOLIO

- Asigne un valor en la escala de 1 a 10 a cada uno de los siguientes aspectos. Confronte su calificación con la de otros compañeros, analice los resultados y de ser necesario proponga alternativas frente a aquellos aspectos de baja clasificación:

1. Oportunidad de participar en el desarrollo de los temas.

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

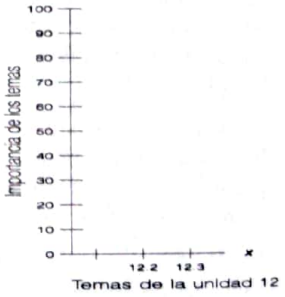
2. Grado de cooperación y solidaridad con mis compañeros de clase.

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

3. Capacidad para expresar mis ideas ante el grupo que conforma la clase.

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

- Asigne valores a las coordenadas x, y. Grafique mediante barras. x representa los temas de la unidad y y representa la importancia de los temas.



Scanned with CamScanner

Unidad 13
Equilibrio ácido-base

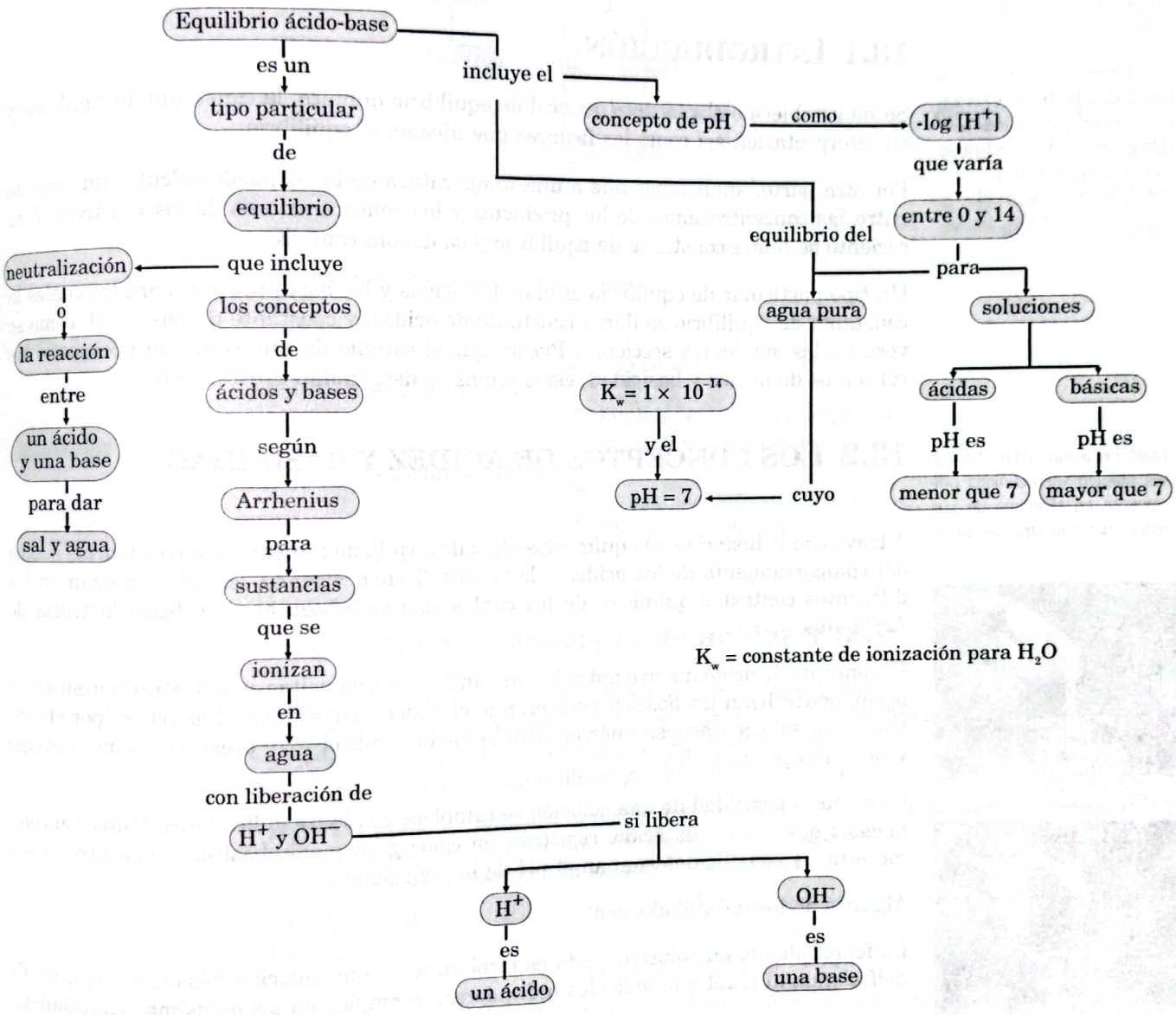


Diagrama 13.1 *Equilibrio ácido - base.*

Scanned with CamScanner

Términos clave

Concepto de acidez, concepto de basicidad, acidez y basicidad de Arrhenius, equilibrio de ácidos y bases débiles, el pH, neutralización.

Logros

- Relacionar y aplicar la constante de equilibrio para ácidos y bases débiles.
- Construir, a partir de los conocimientos previos, los conceptos de acidez y basicidad, de acuerdo con la teoría ácido-base de Arrhenius.
- Calcular el pH de una solución a partir de las concentraciones de los protones y grupos hidroxilos.
- Desarrollar la capacidad de establecer relaciones entre los conceptos de equilibrio químico y los conceptos de acidez y basicidad.

Conocimientos previos

1. Escriba un párrafo en el que analice el equilibrio químico con otras clases de equilibro que usted conozca.
2. Describa algunos casos de equilibrio y los factores que los pueden modificar.
3. Nombre algunos ácidos y bases y su aplicación en la industria.

13.1 Introducción

Los ácidos, las bases y las sales son compuestos indispensables tanto a nivel industrial como a nivel biológico.

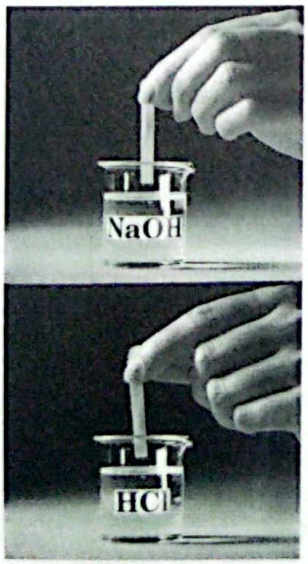
Se ha establecido el concepto general de equilibrio químico, la constante de equilibrio y su interpretación así como los factores que afectan el equilibrio.

Por otra parte, analizamos que a una temperatura dada, se puede calcular un cociente entre las concentraciones de los productos y las concentraciones de los reactivos. Este cociente se llama constante de equilibrio y se denota como K.

Un tipo particular de equilibrio es el de los ácidos y las bases débiles, para los cuales la constante de equilibrio se llama constante de acidez, y constante de basicidad, como se verá en las siguientes secciones. Puesto que el estudio de este concepto presupone los conceptos de acidez y basicidad, estos temas se desarrollan previamente.

13.2 Los conceptos de acidez y basicidad

Tanto los ácidos como las bases pueden ser definidas únicamente en términos de sus reacciones con otra sustancia.



A través de la historia de la química, se han desarrollado básicamente tres teorías acerca del comportamiento de los ácidos y las bases. Tienen vigencia actual y se usan en los diferentes contextos químicos, de los cuales sólo se esboza en este texto la teoría de Arrhenius.

El concepto de ácido incluye todas las sustancias que, disueltas en agua, presentan sabor agrio, neutralizan las bases y vuelven rojo el papel tornasol azul. Las bases, por el contrario, en solución acuosa vuelven azul el papel tornasol rojo, presentan sabor amargo y neutralizan los ácidos.

La acidez o basicidad de una solución se establece mediante indicadores. Éstos son compuestos que, en medio ácido, registran un color y, en medio básico, tienen otro, o son incoloras, y con ello determinan el pH de las soluciones.

Algunos de los indicadores son:

La fenolftaleína: en solución ácida es incolora y, en una solución básica, es roja. La fenolftaleína, al igual que todos los indicadores, se emplea en pequeñísimas cantidades.

El papel tornasol: al agregar un pedacito de papel tornasol rojo a una solución ácida permanece rojo; cuando el tornasol es azul, el ácido lo cambia a rojo.

Scanned with CamScanner

Un indicador es un compuesto que registra un compuesto determinado con el cambio del pH.

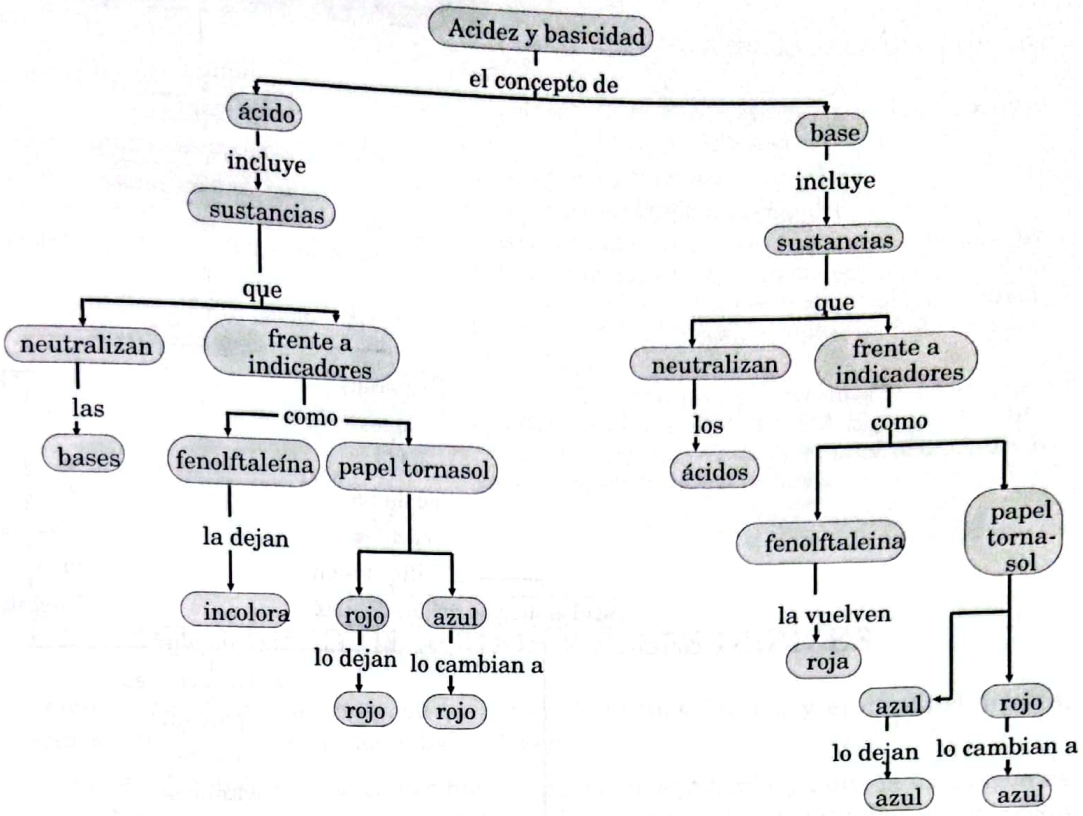


Diagrama 13.2 *Acidez y basicidad.*

Solución + fenolftaleína → rojo en una solución básica; incolora en una solución ácida

Solución + tornasol rojo → rojo en una solución ácida; azul en una solución básica

Solución + tornasol azul → rojo en una solución ácida; azul en una solución básica

Arrhenius y el concepto de acidez y basicidad

¿A qué se le llama un ácido débil?

Hacia 1887, el químico Svante Arrhenius, en sus trabajos sobre los electrólitos estableció que estas sustancias, en solución acuosa, están ionizadas. Sobre esta base, una sustancia es ácida si, al ionizarse en el agua, libera iones H^+ o protones, y una sustancia es básica si, al disolverse en el agua libera grupos OH^- o iones hidróxilo.

Según el grado de ionización, los ácidos y las bases se clasifican en fuertes o débiles. Si la disolución es total, 100%, entonces, la sustancia es un ácido o una base fuerte. Si la disolución es parcial, la sustancia es un ácido o base débil.

El ácido clorhídrico, HCl, se ioniza completamente en el agua y, por tanto, es un ácido fuerte.

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

El ácido acético, CH_3-COOH, sólo se disocia parcialmente y, por tanto, es un ácido débil:

$$CH_3-COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$$

Scanned with CamScanner

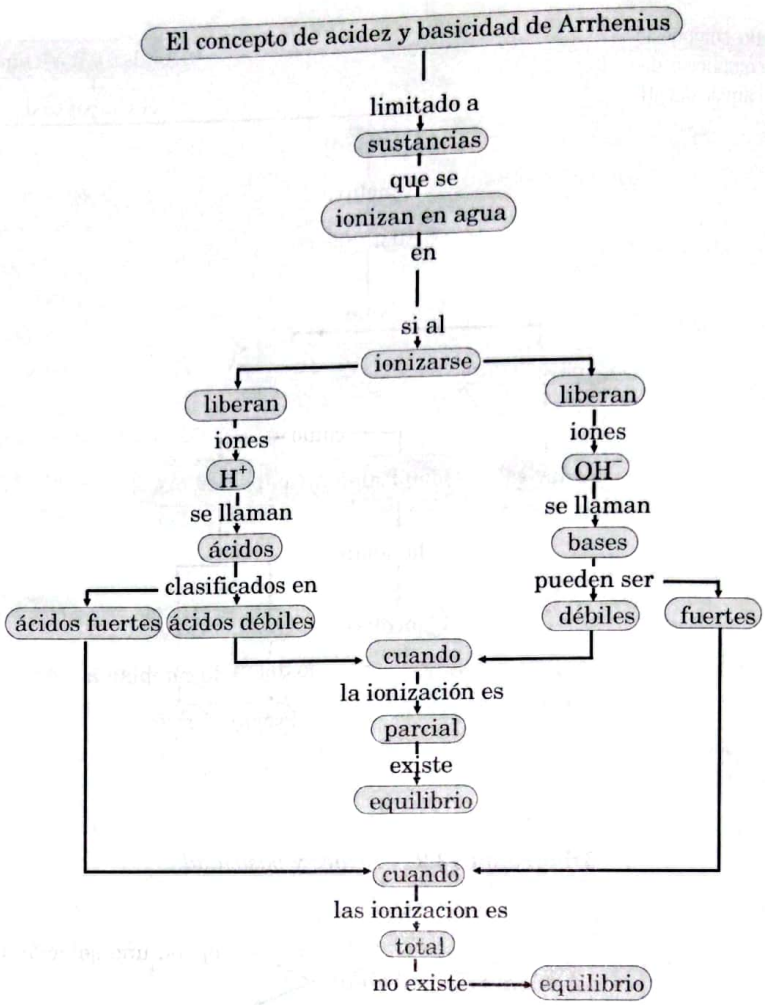


Diagrama 13.3 *Concepto de Arrehenius.*

Así mismo, el hidróxido de sodio, NaOH, es una base fuerte, ya que se ioniza completamente en agua:

$$NaOH + H_2O \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

y el amoniaco, NH_3, es una base débil, ya que sólo se ioniza parcialmente:

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4+ + OH^-$$

Taller 13.1 Conceptos de acidez y basicidad

Logros

- Explicar los conceptos de ácido y base, según la teoría de Arrhenius.
- Explicar las características ácidas o básicas de algunos compuestos químicos.
- Diferenciar los conceptos de ácido y base fuerte de los de ácido y base débil.
- Reconocer la la importancia de los ácidos y bases en una sociedad industrializada.

Scanned with CamScanner

Conocimientos previos

- ¿Qué significan para usted los términos ácido y base?
- Clasifique los siguientes compuestos como ácido o base: H_2SO_4, HNO_3, NaOH, $Ca(OH)_2$.
- ¿Cuál es el significado, en un equilibrio químico, de un valor grande o pequeño para la constante de equilibrio?
- Nombre algunos compuestos que correspondan a ácidos y a bases.

Procedimiento

1. Describa los conceptos de ácido y base, según Arrhenius.
2. Explique el comportamiento del grupo OH^- como una base.
3. Establezca algunas diferencias entre los siguientes pares de términos y expresiones.
   - Un ácido y una base
   - Un ácido fuerte y un ácido débil
4. Estudie detenidamente los diagramas conceptuales relativas a la acidez y basicidad que se presentan en esta unidad, y establezca el mayor número de relaciones entre los diversos conceptos que allí se plantean.
5. Resuelva los ejercicios de las secciones 13.2 y 13.3 que se presentan al final de la unidad. Si encuentra dificultades respecto de ciertas preguntas, acuda nuevamente al texto y aclare sus dudas.

13.3 EQUILIBRIO DE ÁCIDOS Y BASES DÉBILES

Como se mencionó anteriormente, existen electrólitos fuertes y electrólitos débiles, ácidos y bases fuertes, ácidos y bases débiles.

En las disoluciones de electrólitos fuertes, no existe equilibrio, ya que la ionización es total. Para ácidos y bases débiles, existe equilibrio en solución acuosa. Por tanto, existe una constante de equilibrio, que se llama constante de acidez (K_a) y una constante de basicidad (K_b).

La disolución del ácido acético en el agua constituye un ejemplo de equilibrio de un ácido débil. Su ecuación es:

$$CH_3 - COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$

Para este equilibrio, se puede escribir su constante de equilibrio o constante de acidez, así:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3\uparrow O^+]}{[CH_3 - COOH]} = 1.76 \times 10^{-5}$$

Obsérvese que la concentración de H_2O está incluida en la constante K_a ya que, para la disolución del ácido acético, la constante de equilibrio,

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH][H_2O]}$$

la concentración del H_2O permanece prácticamente igual

de donde

$$K_a[H_2O] = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

que es la constante de acidez, Ka.

Las constantes de equilibrio para ácidos y bases se llaman constantes de acidez K_a y constantes de basicidad, K_b, respectivamente.

Las concentraciones de las especies están en moles /L.

Una solución de NH_3 representa el caso típico de un equilibrio para una base débil.

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow NH_4^+{}_{(ac)} + OH^-{}_{(ac)}$$

Scanned with CamScanner

En este caso, la constante de equilibrio se llama constante de basicidad, K_b.

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 1.79 \times 10^{-5}$$

Las constantes de acidez y basicidad se calculan experimentalmente a una temperatura dada y se presentan en tablas específicas.

Ejercicio guía 13.1

En una solución 0.2 M de ácido acético en equilibrio, hay una concentración de protones H_3O^+, de 1.89×10^{-3} moles /L. Calcule la concentración de los iones acetato, CH_3COOH^-, y de ácido acético, $CH_3 - COOH$. Calcule, además, el valor de la constante de equilibrio, K_a.

Solución

La parte más importante es la interpretación del ejercicio. Se tiene una solución 0.2M de ácido acético y la concentración del $[H_3O^+]$ en equilibrio. En estas condiciones, se requiere calcular la concentración del ion acetato, $[CH_3–COO^-]$, y la concentración del ácido acético $[CH_3–COOH]$ sin disociar. Conocidas las concentraciones de todas las especies en equilibrio, se puede calcular K. La ecuación es:

$$CH_3 - COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O$$

Según la ecuación, por cada mol de ácido acético que se disocie se forma 1 mol de iones acetato y un mol de iones hidronio. Por tanto, en equilibrio

$[CH_3–COO^-] = [H_3O^+] = 1.89 \times 10^{-3}$ moles / L.

Por otra parte, de los 0.2 moles de ácido iniciales se disocian 1.89×10^{-3} moles y, en equilibrio, la concentración del ácido es $0.2 - 1.89 \times 10^{-3}$. Esto es, los moles iniciales menos los moles que se disocian.

Entonces, en equilibrio las concentraciones son:

$[CH_3COO^-] = 1.89 \times 10^{-3}$

$[H_3O^+] = 1.89 \times 10^{-3}$

$[CH_3–COOH] = 0.2 - 1.89 \times 10^{-3} = 1.98 \times 10^{-1}$

y el valor de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{1.89 \times 10^{-3} \times 1.89 \times 10^{-3}}{1.98 \times 10^{-1}} = 1.8 \times 10^{-5}$$

Ejercicio propuesto 13.1

Calcule las concentraciones de NH_4^+ y NH_3 en equilibrio, para una solución 0.1 M de NH_3, si en esa solución la concentración de OH^- es 1.34×10^{-3} moles / L. Calcule también el valor de la constante de equilibrio.

Constante de equilibrio del agua. Concepto de pH

Experimentalmente, se ha demostrado que el agua es un electrólito muy débil. Evidentemente, el agua conduce muy poco la corriente eléctrica. Sin embargo, es posible hablar de la ionización del agua, que se describe así:

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

donde una molécula actúa como ácido, cede un protón y la otra lo acepta, es decir, actúa como base. La ecuación para la ionización del agua también se puede escribir en forma abreviada

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

Para esta ecuación, la constante de equilibro es:

Scanned with CamScanner

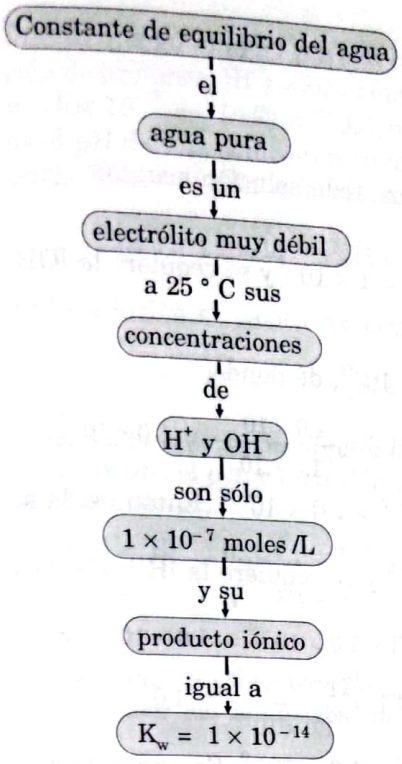


Diagrama 13.4 *Constante de equilibrio del agua*

$$K = \frac{[OH^-][H^+]}{[H_2O]}$$

Si se incorpora la concentración del agua pura al valor de K, se tiene:

$$K \times [H_2O] = [OH^-][H^+]$$

El producto de $K \times [H_2O]$ se conoce como K_w o producto iónico del agua.

$$Kw = [H^+][OH^-]$$

Los experimentos demuestran que a 25 ° C las concentraciones de H^+ y OH^- son iguales y tienen un valor de 1.0×10^{-7} moles / L. $[H+] = [OH] = 10^{-7}$ Entonces,

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-7} \times 10^{-7} = 1.0 \times 10^{-14}$$

Esto significa que, en el agua pura a 25 ° C, existe una concentración de $[H^+]$ y $[OH^-] = 10^{-7}$ moles /L.

Como se muestra en la figura 13.1a, la adición de un ácido al agua aumenta la concentración de H^+ y la adición de una base (figura 13.1b) aumenta la concentración de OH^-.

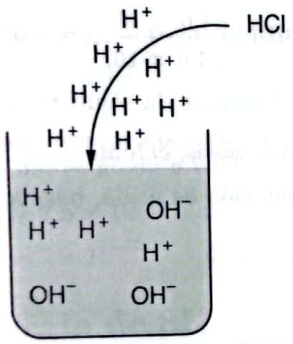


Figura 13.1a *La adición de un ácido al agua pura aumenta la concentración de H^+ ya existente en ella.*

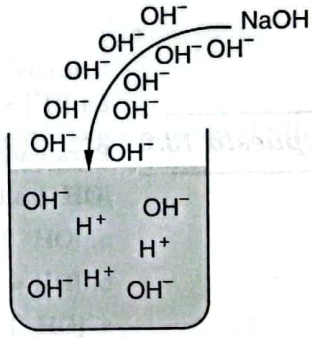


Figura 13.1b *La adición de una base al agua aumenta la concentración de OH^- ya existente en el agua.*

Así, en solución acuosa, se pueden presentar los siguientes casos:

- La solución es neutra, si $[H^+] = [OH^-]$
- La solución es ácida, si $[H^+] > 10^{-7}$ y $[OH^-] < 10^{-7}$
- La solución es básica, si $[OH^-] > 10^{-7}$ y $[H^+] < 10^{-7}$

De cualquier manera, puesto que por cada molécula de agua que se disocia se produce un protón H^+ y un hidroxilo OH^-, independiente del tipo de solución:

$$K_w = [OH^-][H^+] = 10^{-14}$$

Ejercicio guía 13.2 **Para cada uno de los siguientes casos, calcule $[OH^-]$ o $[H^+]$ según el caso y diga si la solución es ácida, neutra o básica.**

Scanned with CamScanner

a. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-2}$

b. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-9}$

c. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$

Solución Es necesario recordar que, para toda solución acuosa:

$K_w = [H^+]\,[OH^-] = 1 \times 10^{-14}$

a. Puesto que se conoce $[H^+] = 1 \times 10^{-2}$ y se requiere la $[OH^-]$, en la expresión de K_w se remplaza y se despeja:

$[OH^-] \times 1.0 \times 10^{-2} = 1.0 \times 10^{-14}$; de donde,

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-2}} = 1.0 \times 10^{-12}$$

La $[H^+] > [OH^-]$; $1.0 \times 10^{-2} > 1.0 \times 10^{-12}$. Entonces, la solución es ácida.

b. Se conoce $[OH^-] = 1 \times 10^{-9}$ y se requiere la $[H^+]$. Entonces,

$$[H^+] \times 1.0 \times 10^{-9} = 1.0 \times 10^{-14} \text{ y}$$

$$[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-9}} = 1.0 \times 10^{-5}$$

la $[H^+] > [OH^-]$; $1.0 \times 10^{-3} > 1.0 \times 10^{-9}$. Entonces, la solución es ácida.

c. Se conoce $[H^+] = 1 \times 10^{-7}$ y se requiere $[OH^-]$. Entonces

$$[OH^-] \times 1.0 \times 10^{-7} = 1.0 \times 10^{-14}. \text{ De donde,}$$

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-7}} = 1.0 \times 10^{-7}$$

La $[H^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}$. Entonces, la solución es neutra.

Ejercicio propuesto 13.2

Para cada uno de los siguientes casos, calcule:

$[OH^-]$ o la $[H^+]$ y diga si la solución es ácida, básica o neutra.

a. $[OH^-] = 2.0 \times 10^{-3}$

b. $[H^+] = 3.5 \times 10^{-1}$

c. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}$

d. $[H^+] = 1.8 \times 10^{-10}$

El pH de una solución

Para evitar hablar de $[H^+]$ o de $[OH^-]$ en términos de exponentes negativos, y para facilitar la descripción de la acidez o basicidad de una solución, en química se ha establecido el concepto de pH. Con base en él se constituyó la escala de pH. El pH de una solución se define como:

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]} = \log 1 - \log [H^+]$$

Puesto que el log 1 es cero, entonces

$pH = -\log [H^+]$.

El pH es el logaritmo negativo de la concentración de protones, $[H^+]$, en moles /L.

Análogamente, el pOH se define como:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Scanned with CamScanner

Puesto que en el agua pura la concentración de protones, $[H^+] = 10^{-7}$, entonces pH $= -\log 10^{-7} = -(-7) = 7$. En realidad, 7 es el pH de una solución neutra del agua pura. Si la solución es ácida, entonces:

$$[H^+] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ y pH} < 7.$$

Si la solución es básica o alcalina:

$$[H^+] < 1.0 \times 10^{-7} \text{ y pH} > 7$$

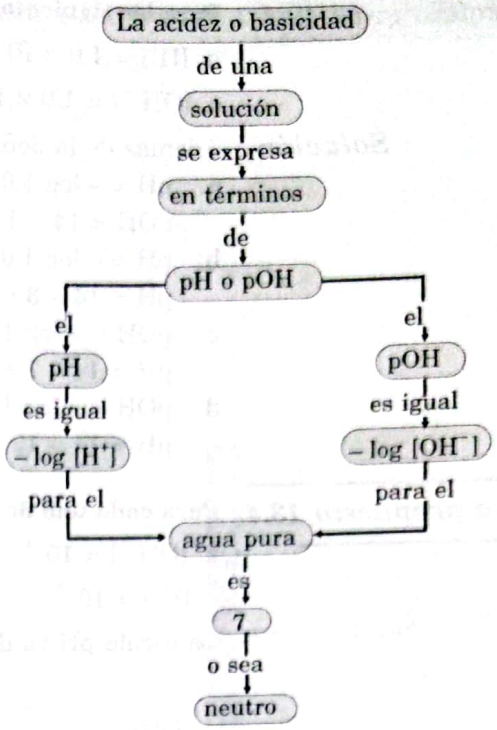


Diagrama 13.5 *El pH de una solución.*

Ejercicio guía 13.3 **Para cada una de las siguientes soluciones calcule, el pH, y diga si la solución es ácida o básica.**

a. $[H^+] = 10^{-5}$ b. $[H^+] = 10^{-12}$

c. $[H^+] = 1$ d. $[H^+] = 10^{-14}$

Solución Es pertinente saber que pH $= -\log [H^+]$, para hacer los remplazos correspondientes:

a. pH $= -\log 10^{-5} = -(-5) = 5$, la solución es ácida

b. pH $= -\log 10^{-12} = -(-12) = 12$, la solución es básica

c. pH $= -\log 1 = 0$, la solución es ácida

d. pH $= -\log 10^{-14} = -(-14) = 14$, la solución es básica

Ejercicio propuesto 13.3 **Para cada una de las siguientes concentraciones de protones, calcule el pH, y diga si la solución es ácida o básica:**

a. $[H^+] = 2.5 \times 10^{-3}$ b. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-9}$

c. $[H^+] = 7 \times 10^{-12}$ d. $[H^+] = 2 \times 10^{-1}$

La escala de pH

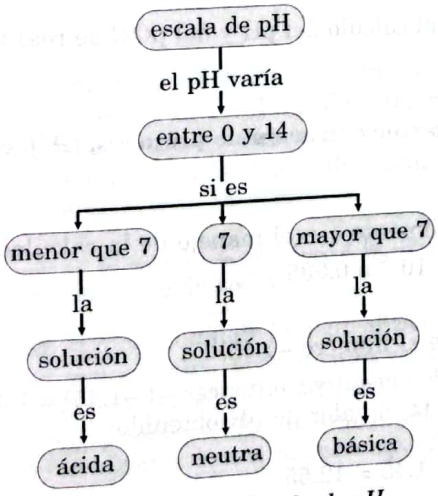


Diagrama 13.6 *Escala de pH.*

A partir del producto iónico del agua a 25 °C, se ha establecido el rango de variación del pH en las soluciones acuosas, así:

$K_w = [H^+]\,[OH^-] = 10^{-14}$. Sacando logaritmos de ambos lados de las ecuaciones, se tiene:

$$\log [H^+]\,[OH^-] = \log 10^{-14}$$

Como el logaritmo de un producto es la suma de los logaritmos de los factores, entonces:

$$\log [H^+] + \log [OH^-] = -14$$

Multiplicando los dos términos de la ecuación por (– 1), se llega a:

$$(-1)(\log [H^+]) + \log [OH^-] = (-14)(-1)$$

$$(-\log [H^+]) + (-\log [OH^-]) = 14$$

como $-\log [H^+] = \text{pH}$ y $-\log [OH^-] = \text{pOH}$ entonces pH + pOH = 14.

Scanned with CamScanner

Ejercicio guía 13.4 **Para las siguientes concentraciones de protones e hidroxilos, calcule el pH y el pOH.**

a. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-1}$ b. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-3}$

c. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}$ d. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-12}$

Solución Además de la definición de pH, se requiere saber que la suma del pH + pOH = 14

a. $pH = -\log 1.0 \times 10^{-1} = -(-1) = 1$ de donde
$pOH = 14 - 1 = 13$

b. $pH = -\log 1.0 \times 10^{-3} = -(3) = -3$
$pH = 14 - 3 = 11$

c. $pOH = -\log 1.0 \times 10^{-7} = -(-7) = 7$
$pH = 14 - 7 = 7$

d. $pOH = -\log 1.0 \times 10^{-12}; -(-12) = 12$
$pH = 14 - 12 = 2$

Ejercicio propuesto 13.4 **Para cada uno de los siguientes casos, calcule el pH y el pOH:**

a. $[OH^-] = 10^{-4}$ b. $[OH^-] = 10^{-3}$

c. $[H^+] = 10^{-2}$ d. $[H^+] = 10^{-11}$

La escala pH va de 0 a 14, como se ve en seguida.

Ácido — Neutro — Básico

[H]	1	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

Un pH < 7 es ácido: cuanto más cerca de cero, más ácido.

Un pH > 7 es básico: cuanto más cerca de 14, más básico.

Un pH = 7 es neutro.

En los ejercicios anteriores, se emplearon concentraciones de $[H^+]$ y $[OH^-]$ en forma de potencias exactas de 10; 1.0 por la potencia de 10. Así, tanto el pH como el pOH son iguales al exponente de la potencia con signo positivo.

Cuando éste no es el caso, el cálculo del pH y del pOH se realizan más fácilmente con ayuda de una calculadora.

Ejercicio guía 13.5 **Se tiene una solución cuya concentración de protones, $[H^+]$, es 3.5×10^{-2}. Calcule su pH y pOH.**

Solución El ejercicio se resuelve fácilmente con el manejo de la calculadora.

a. Entre el número 3.5×10^{-2} o 0.035

b. Presione la tecla log.

c. En la pantalla, aparece el número –1.45.

d. Puesto que el pH es el log negativo, entonces $-(-1.45) = 1.45$ y pH = 1.45. El pOH se calcula restando de 14 el valor de pH obtenido:

$pOH = 14 - pH = 14 - 1.45 = 12.55$

Si no se tiene calculadora, la operación se realiza con ayuda de una tabla de logaritmos.

Scanned with CamScanner

Ejercicio propuesto 13.5 **Para cada uno de los siguientes casos, calcule el pH y pOH. Diga si la solución es ácida o básica:**

a. $[H^+] = 2.2 \times 10^{-3}$

b. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-12}$

c. $[OH^-] = 1.8 \times 10^{-11}$

d. $[H^+] = 0.001$

La neutralización se define como la combinación de iones H^+ con iones OH^- para formar moléculas de H_2O

Proceso de neutralización

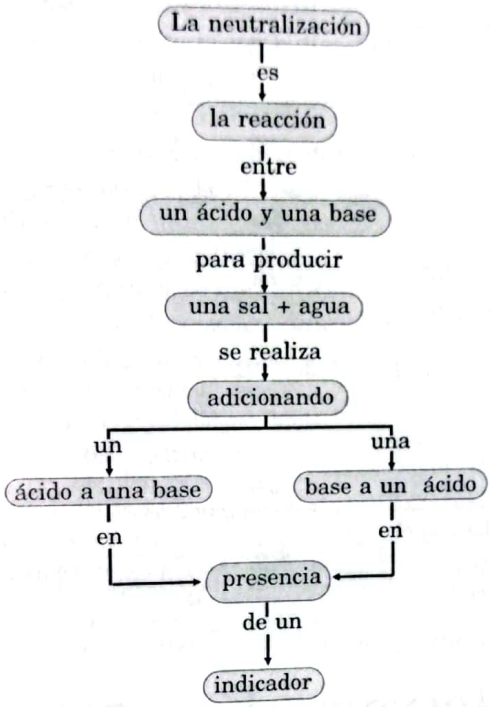


Diagrama 13.7 *Proceso de neutralización.*

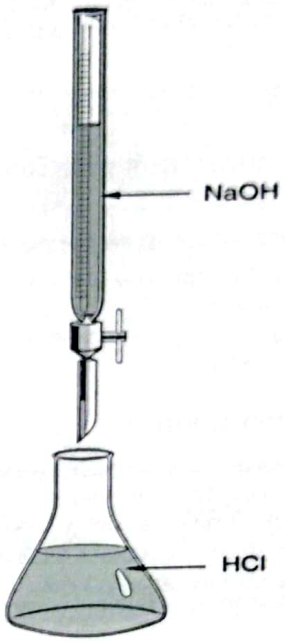


Figura 13.2 *Neutralización de una solución de HCl.*

En una neutralización, un ácido se adiciona a una base o una base se agrega a un ácido lentamente. El resultado de estas reacciones es siempre la sal del ácido respectivo y el agua. Durante el proceso de neutralización, el pH de la solución va cambiando de ácido a básico, o de básico a ácido, según se adicione una base a un ácido o a un ácido a una base.

En la figura 13.2, se ilustra la neutralización de una solución de HCl con una solución de hidróxido de sodio.

En el punto final de la neutralización, todos los protones, $[H^+]$, provenientes del ácido y los grupos OH^- provenientes de la base han reaccionado para formar agua (en este momento, se tiene la sal disuelta en agua). Si la neutralización se da entre su ácido fuerte y una base fuerte, como es el caso del NaOH o del KOH y el HCl en el punto final de neutralización, el pH corresponde al del agua pura, esto es, pH = 7.

Scanned with CamScanner

Taller 13.2

Equilibrio ácido-base

Logros

- Expresar correctamente la constante de equilibrio para algunos ácidos y bases débiles.
- Establecer interrelaciones entre los conceptos de pH y $[H^+]$; pH y pOH, neutralización y formación de sales.
- Desarrollar la capacidad de interpretar textos de carácter científico.
- Aplicar los conceptos de pH y pOH para la identificación de soluciones ácidas y básicas.

Conocimientos previos

Explique sus ideas acerca de los electrólitos.

- ¿Qué es un electrólito fuerte y un electrólito débil?
- ¿Qué es una base fuerte y un ácido fuerte? Dé algunos ejemplos.
- ¿Qué es un ácido débil y una base débil. Dé algunos ejemplos.

Procedimiento

1. Elabore una síntesis en la cual se establezcan relaciones entre los diferentes conceptos asociados con el equilibrio de ácidos y bases débiles.
2. El equilibrio para el ácido carbónico H_2CO_3 se representa mediante la ecuación:

$$H_2CO_3 = H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HCO_3^-$$

Elabore una lista de conceptos asociados con esta ecuación y su equilibrio.

3. Para cada una de las siguientes concentraciones de $[H^+]$ y $[OH^-]$, calcule el pH y el pOH. Diga, además, si se trata de una solución ácida o básica:

$[H^+] = 10^{-3}$

$[H^+] = 0.39$

$[OH^-] = 3 \times 10^{-7}$

$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$

$[OH^-] = 1.2 \times 10^{-2}$

4. Describa el proceso de neutralización de 20 mL de KOH 0.1 N con 20 mL de HCl 0.1 N.
   a. ¿Cuáles son los productos de la reacción?
   b. ¿Cuál es el pH de la solución en el punto de neutralización?
5. A continuación, se dan los rangos de pH para algunas sustancias comunes. Clasifique las sustancias como ácidas o como básicas:
   - refresco; 2.0 – 3.0
   - jugo de limón: 2.0 – 2.5
   - vinagre 2.5 – 3.1
   - agua para consumo doméstico: 5.0 – 8.0
   - amoniaco de uso doméstico para el aseo: 11.8 – 12.4
   - cerveza: 4.0 – 5.0

Autoevaluación

13.1 Introducción

1. ¿A qué se llama equilibrio químico?
2. ¿Qué factores pueden afectar al equilibrio químico?

13.2 Los conceptos de acidez y basicidad

1. ¿Qué es un ácido, según Arrhenius?
2. ¿Qué es una base, según Arrhenius?
3. ¿Qué es una base débil?
4. ¿Por qué el NH_3 es una base, según Arrhenius?

13.3 Equilibrio de ácidos y bases débiles

1. La concentración de protones en solución 0.22 M de ácido acético es 6.0×10^{-3} moles / L. ¿Cuál es la constante del ácido?
2. Se tiene una solución de NH_3 cuya concentración de $[OH^-]$ es 3.6×10^{-3} moles / L. Calcule la concentración de NH_4^+ y NH_3 en equilibrio.

Scanned with CamScanner

3. El pH de una solución 0.4 M de un ácido HB es 3.2. ¿Cuál es la constante de equilibrio del ácido?
4. Una solución de una base débil MOH de concentración 0.3 M se encuentra disociada en 2.5%. Calcule la constante de basicidad de esa sustancia.
5. Dados los siguientes valores de pH, ¿cuáles son las concentraciones de protones; 5, 3.1, 12, 13 y 14?
6. ¿Cuáles son las concentraciones de $[OH^-]$ en los casos anteriores?
7. Calcule el pH y el pOH para cada una de las siguientes concentraciones:
   a. $[H_3O^+] = 2.3 \times 10^{-3}$
   b. $[OH^-] = 5.0 \times 10^{-1}$
   c. $[H_3O^+] = 2 \times 10^{-12}$
   d. $[OH^-] = 1 \times 10^{-2}$
   e. $[OH^-] = 0.1$
   f. $[H_3O^+] = 0.2$
8. ¿Cuáles son los productos de una neutralización?
9. Los datos de la siguiente rejilla se refieren al equilibrio ácido-base. Analícela y responda las preguntas planteadas.

1. CH_3COOH	2. 7	3. $[H^+] = 10^{-3}$	4. 11
5. K_w	6. HCl	7. 5	8. NaOH

   a. Señale el número de la casilla en que se representa un ácido débil.
   b. ¿En qué casilla se representa una base fuerte?
   c. Escriba la reacción entre el ácido de la casilla 6 y la base de la casilla 8.
   d. ¿Qué casilla contiene el pH del agua pura?
   e. Describa las soluciones cuyos pH se encuentran en las casillas 4 y 7.
   f. ¿Qué pH corresponde a la concentración de protones de la casilla 3?
   g. ¿Qué representa la notación de la casilla 5?

QUÍMICA Y AMBIENTE

El ambiente global

El planeta Tierra, en términos de un ambiente global, bien puede describirse en forma conveniente a partir de sus cuatro componentes fundamentales: la atmósfera, la geosfera, la biosfera y la hidrosfera.

Dentro de esta visión del planeta, estos cuatro componentes o subsistemas se consideran fuentes y sumideros de sustancias puras compuestas y elementales, que circulan tanto dentro de cada subsistema como entre ellos, dirigidos por el ciclo de la energía, el ciclo del agua y los llamados ciclos biogeoquímicos.

Este desplazamiento continuo de materia y energía en la Tierra revela que el planeta es un gran complejo dinámico, aun cuando, a simple vista, pueda aparecer y mantenerse en una situación de equilibrio estable por largos períodos.

Fundamentalmente, dos grandes motores producen la energía necesaria para mantener en movimiento el planeta: el Sol que, mediante la continua transformación del hidrógeno en helio, produce la energía que penetra a la Tierra a través de la atmósfera y la energía proveniente de las transformaciones radiactivas que se dan en el interior de la Tierra. La radiactividad, que es la responsable de mantener el núcleo de la Tierra en forma líquida. En realidad, son estas dos gigantes fuentes de energía las responsables de la dinámica del planeta.

Dentro del sistema global, la atmósfera es una fuente y un sumidero de unas especies químicas, tanto de origen natural (agua, dióxido de carbono, nitrógeno y oxígeno, entre otras), de origen antropogénico o humano, como es el caso de los clorofluorocarbonados.

Scanned with CamScanner

De particular importancia en la atmósfera es la estratosfera, debido a que allí está la capa de ozono, responsable de la absorción de la luz ultravioleta proveniente del Sol. De no ser absorbida allí, esta energía radiante, alcanzaría la Tierra y podría destruir gran parte de la vida.

La estructura de la geosfera, en su conjunto, es bien conocida y comprende el núcleo, el manto y la corteza en la dinámica de las placas tectónicas.

Lo mismo que la atmósfera, la geosfera es considerada una fuente y un suminidero de sustancias químicas. Así, es la fuente natural del metano que pasa a la atmósfera, pero también es el lugar a donde van a parar las basuras y desechos de la actividad humana. Es en la geosfera donde se producen fenómenos como los terremotos y los volcanes.

La hidrosfera hace relación a la cantidad de agua que forma el planeta. Esta sustancia, en sus tres estados, domina los procesos globales de la Tierra.

La circulación del agua y, en particular, la de los océanos, constituye un mecanismo tan complejo y significativo de gran parte de materia y de energía como la atmósfera, pero un poco más lento.

Evidentemente, así como el aire caliente del ecuador se mueve hacia los polos, mientras el aire frío de éstos se dirige al ecuador generando los vientos, el agua caliente de los trópicos se intercambia con las aguas frías de los polos y da origen a las corrientes marinas.

La biosfera trata de aquella pequeña zona dentro de la cual existe la vida en el planeta. Pone en contacto la atmósfera con la geosfera y se presenta como un mecanismo de transporte y circulación de materia, a través de los ciclos biogeoquímicos y de agua a través del ciclo del agua. Desde su aparición, hace cerca de 3,500 millones de años y a través de toda la evaluación, los procesos biológicos han modificado dramáticamente la química de la Tierra, pero, en particular, la química de la atmósfera.

Tanto la hidrosfera como la atmósfera son fuentes y sumideros de muchas sustancias químicas en el ambiente global. La actividad del hombre durante los últimos años ha venido alterando el balance de elementos y compuestos tanto dentro de cada uno de estos subsistemas como entre ellos. En realidad, el hombre está alterando, acelerando –en algunos casos– y retardando en otros el flujo de materia y energía entre la geosfera, la hidrosfera, la biosfera y la atmósfera.

En la actualidad, la actividad del hombre sobre la Tierra ha llegado a un punto tal, que los cambios vividos en flujos de materia y energía de un subsistema a otro pueden producir cambios impredecibles en el ambiente global que, quizá, en forma irreversible lleguen icluso a poner en peligro la misma existencia.

Explique algunas acciones que el hombre ha venido realizando y que están poniendo en peligro el equilibrio de la naturaleza.

PARA EL PORTAFOLIO

- Asigne un valor en la escala de 1 a 10 a cada uno de los siguientes aspectos. Confronte su calificación con la de otros compañeros, analice los resultados y de ser necesario proponga alternativa frente a aquellos aspectos de baja calificación:

1. Espíritu de tolerancia y capacidad para aceptar a los demás como son.

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

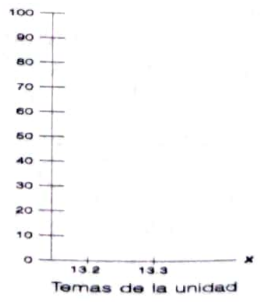
2. Nivel de autoestima y capacidad de superación.

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

3. Esfuerzo y dedicación para entender, comprender, estudiar y aprender los principios y fundamentos de la química.

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

- Asigne valores a las coordenadas x , y. Grafique mediante barras. x representa los temas dela unidad, y representa su motivación o agrado por el estudio de dichos temas.



Scanned with CamScanner

LABORATORIOS

1

DETERMINACIÓN DEL VOLUMEN, LA MASA Y LA DENSIDAD DE ALGUNOS CUERPOS

Logros

- Relacionar las propiedades de la materia con los principios de la medición y el sistema de medidas.
- Asumir responsabilidad y compromiso para el trabajo en grupo.

Fundamento teórico

Se sugiere revisar lo relativo a masa, volumen y densidad, y elaborar un resumen para unificar conceptos y conocimientos básicos entre los estudiantes del curso.

Materiales y reactivos

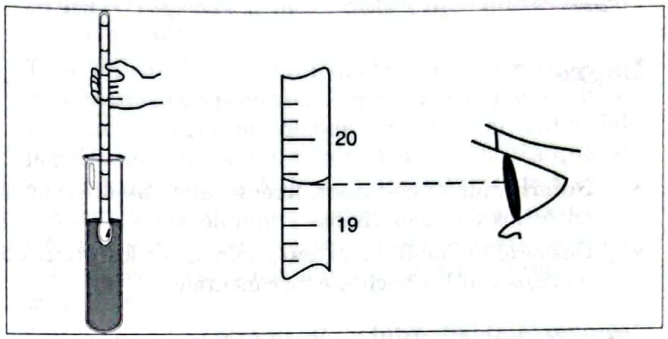
Balanza calibrada, una probeta de 100 cm^3, un vaso de precipitado de 400 cm^3, una pipeta volumétrica de 5 cm^3, una probeta de 10 cm^3, bloques regulares de diferentes materiales, hilo, sólidos irregulares insolubles en agua y que se sumerjan, agua, alcohol, leche, aceite, arena, aserrín, harina.

Procedimiento

1. Tome un bloque de forma regular, mídale los respectivos lados y determine el volumen. Mediante la balanza, determine su masa.

   Aplicando la fórmula d = m / v, calcule la densidad. Solicite al profesor otro bloque y determine el volumen, la masa y la densidad.
2. Tome una probeta de 10 cm^3, séquela y pésela; agréguele, con una pipeta volumétrica, 5 cm^3 de un líquido suministrado por el profesor, determine la masa del sistema total y la masa del solo líquido. Luego calcule su densidad.

   Repita el procedimiento con otros líquidos. Incluya agua y aceite.
3. Tome una probeta de 10 cm^3; séquela y pésela; agréguele un volumen de arena seca entre 5 y 8 cm^3, determine el volumen de dicha sustancia y la masa de todo el sistema. Determine la masa de la arena y calcule su densidad.



¿Cómo determinar la densidad o el volumen de un líquido?

Repita el procedimiento con aserrín y harina.

4. Tome, con el visto bueno del profesor, un objeto irregular y hállele la masa. Con cuidado, sumerja el sólido suspendido de un hilo que resista el cuerpo dentro de la probeta con 50 cm^3 de agua aproximadamente. Calcule, por el desplazamiento de agua, el volumen de dicho sólido y determine la densidad.

Resultados e informe

1. Presente los datos obtenidos en una tabla como la siguiente:

Materiales medidos	Volumen (v)	Masa (m)	Densidad (d)
Bloque 1 Bloque 2			
Líquido 1 (nombre)		probeta = probeta + líquido = líquido =	
Líquido 2 (nombre)		probeta - probeta + líquido = líquido =	
Arena		probeta = probeta + arena = arena =	
Aserrín		probeta = probeta + arena = arena =	
Sólidos irregulares	probeta = probeta + sólido = sólido =		

Scanned with CamScanner

2. Consulte la densidad del agua y la de otras sustancias que ha podido utilizar en la experiencia y halle el porcentaje de error, de acuerdo con los datos obtenidos por usted. Recuerde que :

$$\% \text{ de error} = \frac{|\text{Valor experimental} - \text{valor teórico}|}{\text{Valor teórico}} \times 100$$

3. Compare las densidades de tres líquidos y de tres sólidos diferentes. Explique por qué son diferentes.
4. Cuando se mezcla agua y aceite, una de las dos sustancias va al fondo. ¿Cuál de ellas va al fondo y por qué?
5. ¿Por qué unos sólidos flotan en el agua, mientras que otros no?
6. Consulte otros procedimientos para determinar la densidad de un líquido.

¿CUÁNDO UN CAMBIO ES FÍSICO O QUÍMICO?

Logros

- Determinar experimentalmente algunas diferencias entre los cambios físicos y químicos.
- Desarrollar habilidades para relacionar los principios teóricos con los hechos experimentales.

Fundamento teórico

Revise en la unidad 2 los principios y conceptos relacionados con los cambios físicos y químicos.

Los cambios físicos en un elemento o compuesto no alteran la composición química, mientras que los cambios químicos conducen a la formación de nuevas sustancias.

Recuerde que los cambios químicos generalmente van acompañados de cambios físicos, los cuales se aceptan como evidencia de la transformación de la materia. Algunas de estas manifestaciones son el cambio de color, el desprendimiento de gases, la formación de sólidos, el cambio de pH, la absorción o desprendimiento de calor.

Materiales y reactivos

Un mechero; unas pinzas para crisol; una cápsula de porcelana; 3 tubos de ensayo; 1 varilla de vidrio; aro con nuez; soporte metálico; 1 vaso de precipitado de 50 cm^3; erlenmeyer de 50 cm^3; cinta de magnesio; NaCl, HCl diluido al 10%, $CuSO_4$ $5H_2O$, granalla de Zn, NaOH 10%, fenólftaleína (1% en solución alcohólica al 50%), H_2SO_4 10%, $AgNO_3$ (0.1%).

Procedimiento

1. Tome, con una pinza para crisol, una cinta de magnesio de un centímetro aproximadamente y caliéntela en el mechero. Observe y anote la reacción.

   Repita el procedimiento usando, ahora, un pedazo de vidrio. Anote sus observaciones.
2. Tome, en un tubo de ensayo, unos 5 mL de HCl al 10%, diluido, agregue una (lenteja) de Zn. Observe y escriba la ecuación.
3. Tome unos cristales de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (sulfato de cobre pentahidratado) en una cápsula de porcelana. Colóquela sobre un aro de nuez y en un soporte. Caliente con el mechero y observe.

   Cuando se haya decolorado el sulfato, déjelo enfriar y, luego, agregue unas gotas de agua. Observe y describa el proceso.
4. Tome, de esta solución, 1 cm^3, llévelo a un tubo de ensayo y caliéntelo en el mechero suavemente, hasta que se haya evaporado el agua. Observe y describa el proceso.
5. Tome unos 5 mL de HClO al 10% en un erlenmeyer, adicione dos gotas de fenoftaleína, agregue, luego, con una pipeta, poco a poco, NaOH, diluido al 10% hasta que aparezca el color rosado de la solución de hidróxido. Describa el proceso y escriba la ecuación de neutralización.
6. Tome unos 10 mL de H_2SO_4 diluidos en un tubo de ensayo, agregue una pequeña lámina o unos trocitos de alambre de cobre. Describa sus observaciones y escriba la ecuación de la reacción.
7. Tome, en un tubo de ensayo, unos 5 mL de HCl diluido, agregue unas gotas de $AgNO_3$. Describa sus observaciones y escriba la ecuación de la reacción.

Resultados e informe

1. En un cuadro, escriba, en forma muy breve, cada actividad realizada y especifique si corresponde a un fenómeno físico o químico.
2. Tome casos de la vida diaria y explíquelos como fenómenos físicos o químicos.

Scanned with CamScanner

3 ¿CÓMO SEPARAR MEZCLAS?

Logros

- Aplicar diferentes procedimientos para separar mezclas.
- Identificar en el ambiente, la presencia de mezclas, elementos y compuestos.

Fundamento teórico

Consulte en la unidad 2 los conceptos relacionados con los elementos, compuestos, mezclas homogéneas y heterogéneas. Elabore un resumen e incluya algunos ejemplos.

Materiales y reactivos

Dos vasos de precipitado de 100 cm^3; 1 embudo de separación; un aro con nuez; 2 soportes; un triángulo de porcelana; 1 balón de 100 cm^3 con desprendimiento; 2 nueces dobles; 2 pinzas para balón; 1 refrigerante; 1 erlenmeyer de 50 mL; 1 probeta de 50 mL; 1 termómetro; un tapón horadado; carbón molido; papel filtro; limaduras de hierro; trozos de aluminio; alambre de cobre; papel filtro; etanol o acetona; benceno; tolueno.

Procedimiento:

1. En un vaso de precipitado, mezcle unos 50 mL de agua con un poco de carbón molido; vierta el contenido del vaso en un embudo de separación, al cual le ha colocado un papel filtro. Recoja el filtrado y describa el proceso.
2. En un montaje, como se muestra en la figura realice la siguiente destilación:

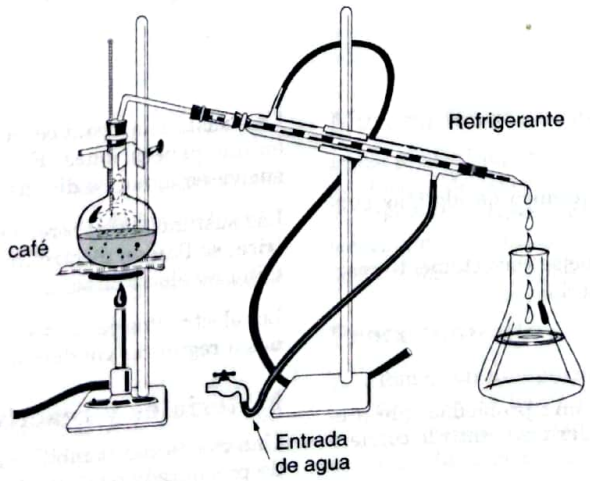
   Coloque en el balón unos 50 cm^3 de café, vino o agua coloreada. Caliente suavemente hasta obtener unos 20 cm^3 del destilado. Describa el proceso y explique algunas de sus aplicaciones. ¿A qué temperatura se obtuvo el destilado? Dé algunas razones para justificar dicha temperatura.
3. Corte unas hojas de espinaca en trozos pequeños, macérelos en un mortero con un poco de etanol o acetona; extraiga unos 3 cm^3, lo más concentrado posible, decante el extracto y guárdelo para correr una cromatografía. ¿A qué corresponde dicho extracto?, ¿qué función cumple en la planta?

   Tome un papel filtro y colóquelo sobre un recipiente cuya boca sea un poco más angosta que el papel filtro. Utilizando un gotero, coloque 4 gotas en el centro del papel, esperando entre una y otra gota hasta que se expanda totalmente. Espere, luego, un minuto y agregue gota a gota etanol o acetona. Observe la separación del extracto en 2 coloraciones que corresponden a la xantofila, de color naranja, y a la clorofila, de color verde.

   Por separado, en otro papel de filtro, repita el proceso hasta la colocación del extracto en el centro del papel. Adicione benceno o tolueno, en vez de etanol o acetona. Compare los resultados.
4. Mezcle, sobre un papel, aserrín seco, limaduras de hierro, trozos de aluminio y cobre. Acerque a la mezcla un imán. Describa sus observaciones.

Resultados e informe

1. Presente un resumen en el que se incluyan los resultados obtenidos.
2. Consulte algunas aplicaciones de tipo industrial y doméstico sobre los métodos para separar mezclas.



Scanned with CamScanner

¿CÓMO DEMOSTRAR ALGUNAS PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS?

Logros

- Observar algunos elementos químicos en el laboratorio y determinar algunas propiedades tanto físicas como químicas.
- Manipular con cuidado los materiales y reactivos.

Fundamento teórico

Revise sus conocimientos acerca de la periodicidad química, incluyendo los conceptos relacionados con grupos, períodos, notación espectral, grupos en la tabla periódica, potencial de ionización, carácter metálico.

Materiales y reactivos

Una pinza para crisol; 3 vasos de precipitado de 50 cm^3; un gotero; aro con nuez; soporte; malla de alambre; mechero; una espátula. Li, Na, K, Mg, Ca, Al; papel tornasol azul y rojo; solución de fenoftaleína (1 g de fenoftaleína en 50 mL de etanol + 50 mL de agua).

Procedimiento

1. Tome, con una pinza, un trocito de Li, colóquelo sobre un papel y observe su color, estado físico, estabilidad al aire y dureza.

   Tome, en un vaso de precipitado, unos 20 cm^3 de agua y adicione mínimas cantidades de Li. Pruebe el pH con papel tornasol azul y rojo; agregue al vaso dos gotas de fenoftaleína. Describa las observaciones y escriba la reacción química.

2. Repita todo el procedimiento descrito en el numeral 1, usando ahora Na o K en lugar de Li. Compare la reactividad de los tres metales alcalinos.
3. Tome unos 20 cm^3 de agua en dos vasos de precipitado, agregue mínimas porciones de Mg y Ca en los respectivos vasos. Agite suavemente; pruebe el carácter ácido o básico con papel tornasol azul y rojo. Adicione a cada vaso dos gotas de fenoftaleína. Describa las observaciones.
4. En tres vasos de precipitado, tome unos 20 cm^3 de agua; adicione pequeñas cantidades de K, Ca y Al a los respectivos vasos. Determine el carácter ácido o básico de cada solución, utilizando papel tornasol azul y rojo. Si en alguno de los vasos no hubo reacción, caliéntelo y observe.
5. Tome, en un papel, pequeñas porciones de elementos como Cu, Pb, Zn, P, S, C. Observe el color y la dureza. Realice, para cada uno, la distribución electrónica y determine el grupo y el periodo al que pertenece.

Resultados e informe

1. Escriba las ecuaciones de las reacciones verificadas en el laboratorio. ¿Qué propiedades periódicas pudo comprobar?
2. Ordene de menor a mayor, según el grado de reactividad con el agua, los siguientes grupos de elementos:
   a. Na, Li, K; b. Ca, Mg; c. K, Ca, Al.
3. ¿Hacia dónde aumenta el carácter metálico de los elementos en los grupos y en los períodos de la tabla periódica?

EL ENLACE QUÍMICO Y LA CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA

Logros

- Relacionar el tipo de enlace químico de algunas sustancias con la conductividad.
- Desarrollar habilidad para manejar correctamente reactivos y materiales en el laboratorio.

Fundamento teórico

Recuerde que la conductividad es una propiedad que presentan algunas sustancias para poder transmitir la corriente eléctrica.

Una sustancia conduce la corriente eléctrica en la medida en que genera iones. Por ejemplo, el NaCl, cuando se disuelve en agua, se disocia en Na^+ y Cl^-.

Las sustancias que, en solución, conducen la corriente eléctrica, se llaman electrólitos. Si no la conducen, se las denomina no electrolitos.

Los electrólitos pueden ser fuertes o débiles, según sean buenos o regulares conductores de la electricidad.

Materiales y reactivos

Una roseta con bombilla, 1 metro de cable y toma, 5 vasos de precipitado de 50 cm^3.

Scanned with CamScanner

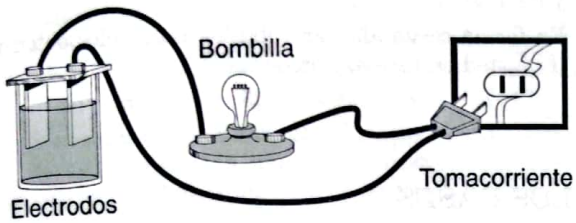
NaCl sólido, solución de NaCl concentrada (10%) y diluida (1%), NaCl en etanol (1%), azúcar, solución azucarada concentrada (10%) y diluida (1%), agua destilada, vinagre, ácido acético, jugo de limón en agua, HCl concentrado (10%), solución de HCl diluida (1%).

NOTA: Prepare 100 mL de cada solución.

Para preparar por ejemplo, 100 mL de NaCl al 10%; se pesan 10 g de NaCl y se disuelven en un poco de agua, luego se adiciona más agua hasta completar un volumen de 100 mL de solución.

Procedimiento

Para determinar la conductividad, debe disponer de un aparato, como se indica en la siguiente figura. Después de cada medición, lave con agua destilada los electrodos.



Aparato para probar la conductividad

1. Coloque, en un vaso de precipitado de 50 cm^3, sal sólida. Introduzca en ella los dos electrodos (corresponden a los dos extremos del cable interrumpido de la conexión del montaje). Observe. Evite el contacto de los electrodos entre sí dentro del vaso donde está haciendo las determinaciones.

   Tome unos 20 cm^3 de solución de NaCl al 10% determine la conductividad. Repita el procedimiento con el NaCl diluido al 1% y con la solución alcohólica de NaCl.

2. Determine la conductividad del agua destilada, del agua del grifo y de las demás soluciones y sustancias disponibles.

Resultados e informe

Prepare una tabla como la que se indica a continuación,

Sustancias utilizadas	Electrolito fuerte	Electrolito débil	No electrolito
Agua destilada			
Agua de tubo			
Alcohol			
NaCl sólido			
NaCl (sol) concentrada			
NaCl (sol) diluida			
NaCl en etanol			
Acido acético			
Azúcar sólido			
Azúcar (sol) concentr.			
Azúcar (sol) diluida			
HCl (sol) diluida			
Jugo de limón en agua			
Otras sustancias			

registre sus observaciones y dé sus conclusiones.

1. Determine, para cada sustancia empleada, el tipo de enlace químico, según el grado de conductividad.
2. Escriba la fórmula estructural de cada compuesto empleado, determine la diferencia de electronegatividad y precise el enlace existente.
3. ¿Qué efecto tiene el grado de concentración sobre la conductividad?

6 ÓXIDOS, BASES, ÁCIDOS Y SALES

Logros

- Obtener óxidos, bases, ácidos y sales en el laboratorio.
- Observar y comprobar algunas propiedades de los óxidos, bases, sales y ácidos.
- Motivarse por el trabajo en el laboratorio y la habilidad para trabajar en forma organizada.

Fundamento teórico

Revise, en la unidad 6, los conceptos relativos a óxidos, hidróxidos, ácidos y sales, lo mismo que la forma de obtener dichas sustancias y algunas de sus propiedades.

Materiales y reactivos

Pinza para crisol, 2 vasos de precipitado de 100 cm^3, 3 pipetas graduadas de 10 cm^3, cuchara de combustión, 2 erlenmeyer de 100 cm^3, 2 tubos de ensayo, papel tornasol azul y rojo, solución de fenoftaleína, HCl (diluído al 5%), NaOH (diluído al 5%), Mg (cinta), Ca, Zn (granallas).

Procedimiento

1. Tome, con una pinza, unos 2 cm de cinta de Mg y quémela con la llama del mechero. Recoja el producto en un vaso de precipitado, agregue unos 5 cm^3 de agua y agite la mezcla.

Scanned with CamScanner

Determine el carácter ácido o básico utilizando papel tornasol azul y rojo y dos gotas de fenolftaleína.

Describa lo observado y escriba las ecuaciones correspondientes a las reacciones de obtención del óxido e hidróxido de Mg.

2. Repita la experiencia anterior, utilizando Ca, en lugar de Mg.

   Describa lo observado y escriba las correspondientes ecuaciones.

3. Coloque, en una cuchara de combustión, una mínima cantidad de azufre, caliéntelo a la llama y recoja los gases en un erlenmeyer o frasco de vidrio invertido. Agregue unos 10 cm^3 de agua, tape y agite la mezcla. Determine el carácter ácido o básico con papel tornasol y fenoftaleína. Describa lo observado y escriba las correspondientes ecuaciones para la formación del óxido y el ácido.

   NOTA: Evite respirar los vapores que se forman al calentar el azufre.

4. Tome dos tubos de ensayo. A cada uno, agréguele unos 10 cm^3 de HCl diluido. Adicione una granalla de Zn a uno de los tubos y Mg al otro. Observe y registre los resultados.

5. Tome, en un erlenmeyer, unos 10 cm^3 de HCl 1M, agregue dos gotas de fenoftaleína. Adicione, lentamente, con una pipeta de 10 cm^3, solución diluida (5%) de NaOH, hasta que aparezca en forma permanente una coloración ligeramente rosada. Registre los resultados.

Resultados e Informe

1. ¿Qué es un óxido?
2. ¿Qué es un óxido básico y un óxido ácido?
3. ¿Qué es un hidróxido?, ¿qué características presenta?
4. ¿Qué es un ácido?, ¿qué características presenta?
5. ¿Qué es una sal?
6. ¿Cómo se forman los óxidos, los hidróxidos, los ácidos y las bases?
7. En forma resumida, describa los resultados obtenidos por usted en este experimento.

PROPIEDADES DE LOS GASES

Logros

- Comprobar algunas propiedades de los gases, como la difusión, la relación entre volumen de un gas y temperatura, la velocidad de difusión.
- Establecer relaciones entre los fenómenos observables y los principios teóricos.

Fundamento teórico

Revise en la unidad 7 los conceptos relacionados con difusión, fluidos, el volumen de un gas y la temperatura, y la velocidad de difusión. Sintetice sus ideas y téngalas presentes para el experimento.

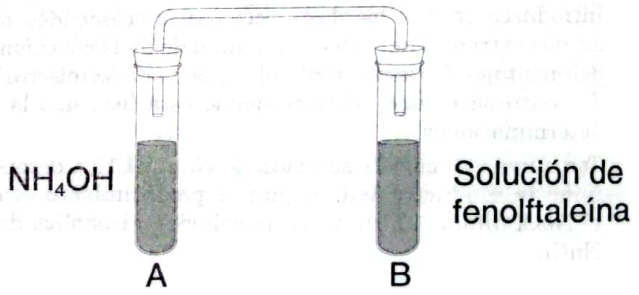
Materiales y reactivos

Dos tubos de ensayo, 2 tapones horadados, un tubo de vidrio doblado en ángulo recto en sus extremos, pipeta graduada de 10 cm^3, vaso de precipitado de 400 cm^3. erlenmeyer (matraz) de 100 cm^3, malla con asbesto, aro con nuez, soporte, mechero, termómetro, tapón de caucho con vidrio, manguera flexible de 20 cm, probeta de 50 cm^3, cubeta, tubo de vidrio de 1 cm de diámetro y 50 cm de longitud, 2 palitos, algodón, regla, NH_4OH, solución de fenolftaleína, NH_3, HCl.

Procedimiento

A. Difusión

Prepare el sistema que se muestra en la figura superior derecha. Asegúrese de que no presente escapes o fugas de



gas. Agregue, en el tubo A, unos 5 o mL de hidróxido de amonio concentrado y, en el tubo B, unos 10 cm^3 de solución alcohólica de fenolftaleína al 1%.

Conecte los dos tubos, déjelos en reposo y observe.

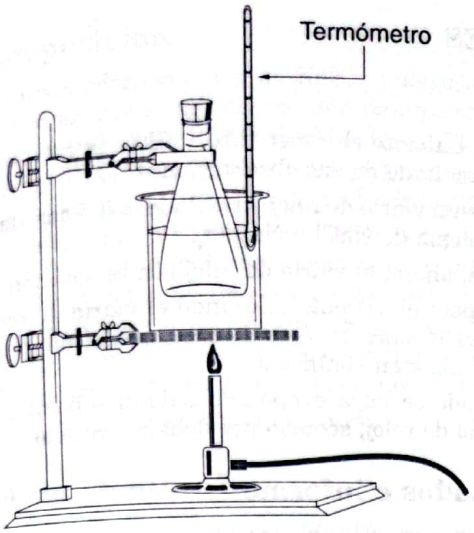
¿Qué significa que la fenolftaleína se haya tornado de color rosado? Por qué se ha desplazado el NH_4OH desde el tubo A hasta el punto B.

Variación del volumen con la temperatura

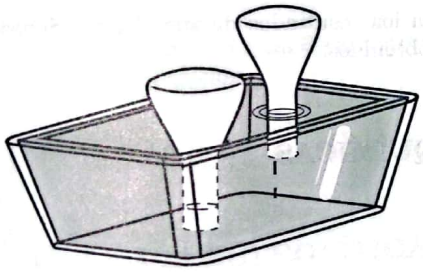
1. Prepare un montaje, como se muestra en la figura superior izquierda de la siguiente página. Asegúrese de que el erlenmeyer esté limpio y seco y de que el tapón y el tubo de vidrio queden bien ajustados

   Introduzca el erlenmeyer en el vaso de precipitado y agregue agua al vaso sin llenarlo totalmente. Determine la temperatura del agua fría y regístrela como T_1.

Scanned with CamScanner



2. Caliente el vaso de precipitado con el agua y el erlenmeyer hasta su punto de ebullición y continúe calentando unos 5 minutos más. Tome la temperatura al agua en su punto de ebullición y regístrela como T_2.
3. Suspenda el calentamiento al mismo tiempo que cierra herméticamente la manguera, para evitar que entre aire en el erlenmeyer o salga de él.
4. Retire el matraz del vaso y sumerja la manguera con el erlenmeyer invertido, como lo indica la figura, en una cubeta llena de agua.



5. Estando la manguera con su extremo dentro del agua de la cubeta, quítele la pinza o el cierre que le había colocado.

   Deje que el agua entre en el matraz hasta que éste se haya enfriado totalmente.
6. Sin sacar la manguera del agua, eleve el matraz hasta que el nivel del agua sea igual dentro y fuera del recipiente. En este momento, la presión del gas dentro del matraz es la misma que la presión atmosférica.
7. Quite la manguera del tubo de vidrio manteniendo el nivel del agua, como se indicó en el numeral 6. Tape con el dedo el extremo del tubo. Saque el erlenmeyer y, sin quitar el dedo, colóquelo en posición vertical sobre la mesa de trabajo. Mida con una probeta el volumen del agua recogido en el erlenmeyer.
8. Mida con una probeta el volumen del agua del matraz. Dicho volumen, sumado al volumen total del matraz, corresponde al volumen expandido del gas que había en el recipiente antes de calentarlo.

   Llene el matraz con agua. Coloque el tapón con el tubo de vidrio. Mida el volumen de agua con una probeta. Regístrelo como V_1 o volumen del gas en el matraz.

   Registre como V_2 el volumen del matraz + el volumen del agua que recogió o entró en el erlenmeyer cuando lo invirtió en la cubeta.

Resultados e informe

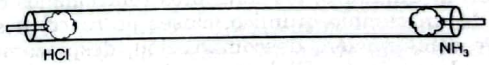
1. Elabore una gráfica en la que aparezcan la temperatura en grados Kelvin en el eje horizontal y el volumen en cm^3 en el eje vertical. Con una línea recta, una los dos puntos localizados. Extienda la línea hasta localizar el punto en el cual el volumen sería cero. ¿A qué temperatura corresponde?
2. Elabore una tabla como la siguiente y registre los datos.

Variables y cálculos	Datos
1. Temperatura del agua fría T_1	^{0} C, K
2. Temp. de ebullición del agua, T_2	^{0} C, K
3. Volumen del matraz V_1	cm^3
4. Volumen del matraz + volumen del agua, V_2	cm^3
5. V_1/T_1	
6. V_2/T_2	

3. ¿Qué representa el punto donde la recta se intersecta con el eje horizontal?
4. ¿Qué relación existe entre el volumen de un gas y la temperatura cuando la presión se mantiene constante?
5. ¿Qué errores podrían cometerse en el experimento?

B. Difusión de los gases

1. Tome un tubo de 1 cm de diámetro y de unos 50 cm de longitud. Consiga o prepare dos palitos o copos con algodón en uno de sus extremos.
2. Impregne el algodón de un copo con HCl y el otro con NH_3.
3. Coloque los algodones en los extremos del tubo, como se indica en la figura.
4. Deje el tubo sobre la mesa de trabajo y espere a que se encuentren los vapores de las dos sustancias. En el punto donde se encuentran, se forman unos vapores blancos. Marque dicho sitio.



Resultados e informe

1. Determine la distancia de cada algodón hasta el punto de la reacción.
2. Escriba la ecuación según la reacción entre el HCl y el NH_3.
3. Halle el peso molecular del HCl y el NH_3.
4. Explique la velocidad de difusión de cada sustancia y relaciónela con la masa molecular.

Scanned with CamScanner

8 LAS SOLUCIONES

Logros

- Diferenciar la formación o no formación de soluciones
- Hallar la concentración de una solución
- Desarrollar habilidades para el trabajo en el laboratorio.

Fundamento teórico

Consulte en la unidad 8, *El agua y las soluciones*, los conceptos relacionados con los componentes de una solución y las unidades de concentración. Organícelos en un diagrama conceptual.

Materiales y reactivos

Cuatro tubos de ensayo, mechero, embudo de filtración, aro con nuez, balanza, vidrio de reloj, pipeta volumétrica de 5 cm^3, vaso de precipitado de 400 cm^3, 2 balones aforados de 100 cm^3, espátula, vaso de precipitado de 250 cm^3, NaCl, azúcar, carbón molido, almidón, papel filtro, solución de NaCl (concentración conocida y dada como muestra problema) o de Na_2SO_4.

Procedimiento

1. Coloque, en 4 tubos de ensayo, 10 cm^3 de agua. Agregue al primero 0.1 g de NaCl; al segundo 0.1 g de azúcar; al tercero 0.1 g de carbón molido; al cuarto 0.1 g de almidón. Agite cada tubo. Observe y anote los resultados. Caliente el tercer tubo y filtre la mezcla. Escriba el resultado de sus observaciones.
2. Pese un vidrio de reloj y traslade a él 5 cm^3 de solución problema de NaCl o Na_2SO_4.

   Pese, ahora, el vidrio de reloj con la solución.

   Evapore el solvente colocando el vidrio de reloj con la solución sobre un vaso de precipitado con agua que se encuentra en ebullición.

   Cuando se haya evaporado todo el solvente, retire el vidrio de reloj, séquelo por debajo y páselo.

Resultados e informe

1. Registre en una tabla los datos provenientes de las operaciones del numeral 2 y realice los cálculos que se solicitan.
2. Con los datos registrados en la tabla, calcule:
   a. molaridad, Mb. molalidad, m
   c. normalidad, Nd. %, peso a peso, p/p
   e. %, peso a volumen, p/v
3. Realice los cálculos; describa el procedimiento y prepare las siguientes soluciones:
   a. 100 cm^3 de NaCl al 5% p/v
   b. 100 cm^3 de solución de $KMnO_4$ 0.1 M
4. Clasifique las soluciones según la relación entre soluto y solvente.
5. Escriba los resultados de sus observaciones y los cálculos obtenidos.

9 CLASES DE REACCIONES QUÍMICAS

Logros

- Relacionar los principios teóricos con los hechos experimentales.
- Diferenciar las clases de reacciones químicas.

Fundamento teórico

Revise, en la unidad 9, los conceptos relacionados con evidencias de un cambio químico, clases de reacciones, reacciones de combinación, descomposición, desplazamiento y doble desplazamiento. Elabore un diagrama conceptual u otra ayuda donde sintetice esta información. Tenga en cuenta dichos conceptos en los experimentos que va a realizar.

Materiales y reactivos

Dos pipetas de 10 cm^3, pinzas para crisol, balanza, 1 regla, mechero de gas, vidrio de reloj, espátula, tubo con desprendimiento tapón y manguera, 4 tubos de ensayo, cubeta, pinza con nuez, 1 gotero.

NH_3, HCl al 10%, cinta de Mg, $KClO_3$, astilla de madera, fósforos, Zn, NaCl al 1%, $AgNO_3$ al 0.1%.

Procedimiento

A. Combinación o síntesis

1. Tome, con una pipeta, una mínima cantidad de NH_3. Otro estudiante tome, con otra pipeta, una mínima cantidad de HCl. Acerque las puntas de las dos pipetas, de tal manera que entren en contacto los dos reactivos. Observe la formación de unos vapores blancos. Escriba la ecuación de la reacción.

   NOTA: Evite el contacto con los vapores del NH_3, HCl y NH_4Cl.
2. Tome, con una pinza, una cinta de Mg de 1 cm, aproximadamente, y quémela al mechero. Observe y escriba la ecuación respectiva.

Scanned with CamScanner

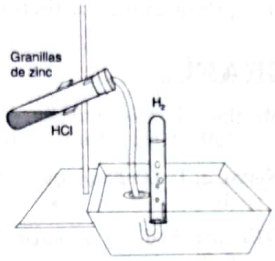
B. Descomposición

1. Pese aproximadamente 1 g de $KClO_3$ y deposítelo en un tubo de ensayo seco; agregue una mínima cantidad de MnO_2; mezcle bien los 2 reactivos.

   Asegure el tubo de ensayo con una pinza en un soporte, y déjelo un poco inclinado. Caliente suavemente la mezcla con un mechero. Para comprobar la salida de O_2, como resultado de la reacción, introduzca en la boca del tubo una astilla de madera con la punta al rojo vivo o en ignición. El oxígeno que se desprende favorece la formación de la llama en la astilla. Si es necesario, caliente más el tubo de ensayo.
2. Escriba la ecuación de dicha reacción.

C. Desplazamiento

1. Coloque 5 cm^3 de HCl diluidos al 10% en un tubo de ensayo con desprendimiento.
2. Disponga de un montaje como el que se muestra en la figura.
3. Agregue un trocito de Zn o una granalla, tape rápidamente el tubo y recoja el gas de la reacción en el tubo invertido de la cubeta, que deberá estar lleno de agua.

   El gas, H_2, desplaza al agua del tubo y lo llena.

   Cuando el tubo se haya llenado con el gas, tápelo con un dedo y sáquelo de la cubeta en la misma posición.
4. Acerque a la boca del tubo una cerilla encendida. Un ruido o pequeña explosión indica que el H_2 ha reaccionado, lo cual, a su vez, indica que el Zn ha desplazado el H_2 del HCl. Escriba la ecuación correspondiente.

D. Doble desplazamiento

1. Tome, en un tubo de ensayo, 20 cm^3 de NaCl diluido al 10 %, agregue con un gotero, gota a gota, solución de $AgNO_3$, hasta que se forme un precipitado. Escriba la ecuación de la reacción.

   Manténgase el $AgNO_3$ protegido de la luz.

Resultados e informe

1. Prepare una tabla como la siguiente y presente los resultados de su experimentación.

Reactantes	Descripción de la reacción	Productos
$Mg + O_2$	La cinta de magnesio arde con luminosidad intensa. La ceniza producida corresponde a la formación de MgO_2	MgO

2. ¿Qué manifestación en un proceso puede indicar que está sucediendo una reacción o que dicha reacción sucedió?
3. Elabore una tabla como la siguiente: y precise en ella las siguientes reacciones:
   a. Oxígeno + hidrógeno producen agua
   b. Azufre + oxígeno producen bióxido de azufre
   c. Carbonato de cobre II produce dióxido de carbono + cobre
   d. Cloruro de magnesio + ácido sulfúrico producen sulfato de magnesio + cloruro de hidrógeno
   e. Sodio + agua producen hidrógeno + hidrófido de sodio.

Reacción	Forma general	Tipo/reacción
$HCl + NH_3 \rightarrow NH_4Cl$	Compuesto + compuesto → compuesto	síntesis

10 CELDA ELECTROLÍTICA

Logros

- Aplicar los principios de la celda electrolítica para cubrir metales.
- Relacionar algunos principios teóricos con ciertas aplicaciones industriales.
- Cubrir superficies metálicas con níquel o zinc.

Fundamento teórico

Consulte los conceptos relacionados con las celdas galvánicas y las celdas electrolíticas, para comprender mejor los procesos sobre recubrimientos metálicos. (unidad 11)

Elabore un resumen y tenga presente dichos conceptos, para comprender mejor el experimento que se va a realizar.

Materiales y reactivos

Una cubeta plástica o de vidrio, cables, pinzas o caimanes, fuente de corriente continua, 2 vasos de precipitado de 40 cm^3, 1 probeta de 100 cm^3, 1 pipeta de 5 cm^3, un gotero, 1 balanza, 1 vidrio de reloj, 1 espátula.

Lámina de Ni y Zn de 5 × 3 cm, aproximadamente, NaOH 1M, H_2SO_4 1M, ácido bórico, sulfato de níquel, sulfato de amonio, sulfato de zinc, agua destilada.

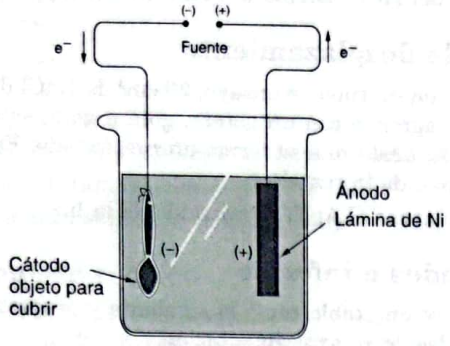
Procedimiento

1. Realice el siguiente montaje:

   Coloque, en el cátodo, el objeto que va a recubrir, por ejemplo, una llave o una moneda, y, en el ánodo, una lámina del metal con el que va a hacer el recubrimiento. Si va a cubrir el objeto de Ni, coloque una lámina de

Scanned with CamScanner

Ni. Limpie muy bien el objeto que va a recubrir: lávelo con agua y jabón; luego, con una solución 1 molar de NaOH y, finalmente, con agua destilada.



Sumerja los 2 electrodos en una solución de sulfato de níquel y amonio 65% p/v.

Utilice una fuente de corriente continua entre 0.01 y 0.03 amperios.

- Conecte el circuito por unos 2.5 minutos; luego, gire el objeto 180° y déjelo igual tiempo, para lograr un recubrimiento de igual espesor.
- Retire la pieza y frótela con ácido bórico.
- Describa sus observaciones y escriba la ecuación correspondiente.

2. Si desea realizar un proceso de zincado, reemplace la lámina de Ni por una de Zn y prepare una solución de sulfato de zinc 5% p/v. Agregue unas gotas de H_2SO_4 1M y 1 g de ácido bórico por cada 100 cm^3 de solución.

   El tiempo que ha de pasar la corriente será entre 5 y 10 minutos. Déle la vuelta al objeto, cuando haya transcurrido la mitad del tiempo.

Resultados e informe

1. Escriba las reacciones que se suceden en cada electrodo.
2. ¿Por qué, en un proceso electrolítico, se presenta una oxido-reducción?
3. ¿Para qué se utiliza el proceso electrolítico?

BIBLIOGRAFÍA

Ander Paul y Sonnessa A. *Principios de química. Introducción a los conceptos teóricos,* Editorial Limusa, México, 1982. (Unidades 3, 5, 8, 9, 10, 11, 12, 13).

Brescia, F, Mehlman, S. y otros. *Chemistry a Modern Introduction,* W. B. Saunders and Company, Philadelphia, 1984. (Unidades 1, 9, 10, 11).

Brown L.T y Lemay Jr. E. H. *Química, la ciencia central,* Prentice-Hall Hispanoamericana. México, 1987. (Unidades 1, 3, 8, 9, 10, 11, 12, 13).

Daub, William G. y Seese G. W. *Química,* Prentice-Hall Hispanoamericana, México, 1989. (Unidades 2, 12, 13).

Dillard R. C. y Goldberg E. D. *Química. Reacciones, estructura y propiedades,* Fondo Educativo Iberoamericano, New York, 1977. (Unidades 9, 10, 11).

Glynn, Erica. *Formulación química,* Harper & Row Publishers Inc., Madrid, 1970. (Unidad 6).

Kando A. F. y Scott C. E. *The Nature of Atoms and Molecules A general Chemistry,* Harper and Row, Tokyo, 1985. (Unidades 12, 13)

Longo, R. F. *Química general,* McGraw-Hill, México, 1978. (Unidades 3, 5, 7, 8, 12).

Mahan H. Bruce. *Química, curso universitario,* Fondo Educativo Iberoamericano. Reading, Massachussets, 1986. (Unidades 3, 9, 10, 11).

Masterton, W.L. y Slowinski, E.J. *Química general superior,* Interamericana, ND. Sanders Company. Madrid, 1979. (Unidades 1, 5, 7).

Merck de Colombia. *Tablas auxiliares para el laboratorio químico.* Sin fecha. (Unidad 8).

Miller H. Glenn. *Chemistry,* Harper and Row, Publishers N. York, 1969. (Unidades 8, 9, 10, 11).

Morris L.D. *The Dynamic Equilibrium Approach to Teaching Chemistry,* Parker Publishing Company. N. York, 1974. (Unidades 12, 13).

Mortimer E. Ch. *Química,* Grupo Editorial Iberoamérica. México, 1990. (Unidades 8, 9, 10, 12, 13).

Negro, J. L. *Lenguaje químico,* Alhambra, Madrid, 1975. (Unidad 6).

O'Connor, Rod. *La química,* Harla S.A., México, 1976. (Unidades 6, 7).

Petrucci, R. *Química general,* Addison-Wesley Iberoamericana, S. A., México, 1986. (Unidades 5, 9, 10).

Pimentel C. George. *Chemistry and Experimental Science,* W.H. Freeman and Company. U.S.A., 1966. (Unidades 9, 10).

Pozas, A. y otros. *Curso de química,* Mc Graw-Hill, Madrid, 1993. (Unidades 5, 9).

Rock A. P. y Gerhold A. G. *Chemistry, Principles and Applications,* W. B. Sounders Company, New York, 1974. (Unidad 10).

Rusell, John. *Química general,* McGraw-Hill Latinoamericana S.A., Bogotá, 1985. (Unidad 7).

Schaum, B. S. y Rosemberg J. I. *Teoría y problemas de química general,* McGraw-Hill, México, 1987. (Unidades 12, 13).

Seese S. W. y Daub G. W. *Química,* Prentice-Hall Hispanoamericana, S.A., México, 1989. (Unidades 5, 8, 9, 10).

Stark, G. J. y Wallace, G. H. *Chemistry Data Book,* John Murray, London, 1984. (Unidades 1, 8, 12, 13).

Strathclyde University. Chemistry Department. *Basic Units of the International System of Units,* SF, 1986. (Unidad 1).

Whitten W. K. y otros. *Química general,* McGraw-Hill, México, 1992. (Unidades 1, 3, 5, 9, 10, 12, 13).

Wiseman, F. L. *Chemistry in the Modern World,* McGraw-Hill Company, U.S., 1985. (Unidad 1).

Wood Jesse y otros. *Química general,* Harper & Row Publishers Inc., México, 1970. (Unidades 6, 7).

Zumdahl, S. *Fundamentos de química,* McGraw-Hill, México, 1992. (Unidades 3, 9, 10, 12 y 13).

Scanned with CamScanner

REPUESTAS A LOS EJERCICIOS PROPUESTOS Y AUTOEVALUACIÓN DE CADA UNIDAD

1

EJERCICIOS PROPUESTOS

1.2 a. 200 g b. 760 mm
1.4 a. 248 °F b. - 40 °F c. 523.4 °F
1.5 a. 100 °C b. 37.7 °C c. - 40 °C
1.7 a. 673 K b. 327 °C c. 363 K d. 198 K
1.8 a. 92.59 cm^3 b. 13.58 g/cm^3
1.9 a. 10.0 kcal b. 4,186.0 J c. 1.079 kcal

AUTOEVALUACIÓN

1.3 5. a. 0.02 cm b. 0.400 L c. 2,000 g d. 1×10^{-5} cm
1.4 4. a. 1×10^{8} mm b. 1×10^{5} cm c. 1×10^{6} mm d. 1×10^{-2} Km
e. 1×10^{4} m f. 1×10^{-7} cm g. 1 m
14. a. 60,000,273 K; 6,273 K
15. a. 26.6 °C b. 10 °C c. 50.9 °C
17. 228 K; 244.11 K
1.5 6. a. 167,440 J b. 4.186×10^{-3} J c. 4.186×10^{-3} kJ
d. 477.783 cal e. 0.716 kcal
11. a. 0.450 L b. 300 mL c. 0.3 L d. 100 L
15. 0.71 g/mL
16. 200 g H_2O = 200 mL;
200 g tetracloruro de carbono = 133 mL
17. 2.8 g/cm^3
18. a. 1.07 g/cm^3 b. 8.5 g/cm^3

2

EJERCICIOS PROPUESTOS

2.11 12.01 u.m.a
2.12 H_2O = 18 g; H_3PO_4 = 98 g; $MgCl_2$ = 95 g; $NaNO_3$ = 85 g
2.14 HCl = 36.5 g; NaCl = 58.5 g; NaBr = 100.3 g; Na_3PO_4 = 138 g
2.15 a. 2.81 moles, 1.692×10^{24} moléculas
b. 11.25 átomos, 6.775×10^{24} átomos
c. 5.312×10^{23} g; 2.656×10^{-23} g
2.16 a. Na_3AlF_6 b. C_7H_7N c. SO_2
2.18 C_6H_6O: C = 52.18%; H = 13.04%; O = 53.33%,
HNO_3: N = 22.22%; O = 76.19%; H = 1.59%
NaCl: Na = 39.32%; Cl = 60.68%
2.19 a. $F_{emp} = C_2H_5$, n = 2 b. $F_{emp} = CO_2$, n = 1
c. $F_{emp} = CH_2O$, n = 6
2.20 a. CO_2 b. $C_{12}H_{12}N_4$

AUTOEVALUACION

2.6 10. 1.008 u.m.a
11. 10.305 u.m.a
12. 15.999 u.m.a
13. a. 0.71 moles b. 4.16 moles c. 0.11 moles d. 33.33 moles
14. a. 36 g b. 3.2 g c. 13.49 g
16. a. 6.023×10^{23} b. 1.673×10^{23} c. 9.410×10^{23}
17. a. 6.25 b. 11.11 c. 1.91 d. 1.40
18. a. 4.4 g b. 0.365 g c. 8.0 g
d. 800.0 g e. 56.0 g
19. a. 0.91 moles b. 0.58 moles c. 0.71 moles d. 0.88 moles
20. a. 4.04 g b. 2.02 g c. 72.9 g d. 7.1 g
21. a. 1.0 moles b. 2.0 moles
22. a. 1.806×10^{24} átomos b. 1.902×10^{23} átomos
c. 8.483×10^{21} átomos d. 1.290×10^{24} átomos
23. a. 1.328 g b. 0.596 g c. 19.757 g d. 31.877 g

2.7 1. a. PH_3: P = 91.17%; H = 8.83%
b. SiO_2: Si = 46.67%; O = 53.33%
c. K_2CO_3: K = 56.58%; C = 8.68%; O = 34.73%
d. ZnF_2: Zn = 63.24%; F = 36.76%
e. $Al_2(SO_4)_3$: Al = 15.78%; S = 28.07%; O = 56.14%
6. a. C_6H_5Cl b. $C_2H_4O_2NNa$
7. a. SO_2 b. FeS
8. a. CH_2O
9. a. $C_{10}H_{10}$
10. a. C_4H_{10} b. $C_2H_4O_2$ c. $KClO_3$
11. a. $C_{10}H_{14}$
12. a. $C_2H_4Cl_2$
13. a. CON_2H_4

3

EJERCICIOS PROPUESTOS

3.2 Cuando n = 4; ℓ = 0,1,2,3;
ℓ = s,p,d,f; 4 subniveles
3.3 Z = 4: $1s^2 2s^2$ Z = 8: $1s^2 2s^2 2p^4$
Z = 12: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ Z = 16: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$,
Z = 20: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ Z = 24: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
Z = 28: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
Z = 32: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$
Z = 36: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
Z = 40: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$

AUTOEVALUACION

3.6. 2.

Nivel de energía (n)	Número máximo de electrones para (n)	Número y nombre de subniveles	Número de orbitales por nivel (n)
1	2	1 (s)	1
2	8	2 (s,p)	4
3	18	3 (s,p,d)	9
4	32	4 (s,p,d,f)	16
5	50	5 (s,p,d,f)	16

3. s = 2 e^- = 1 orbital
p = 6 e^- = 3 orbitales
d = 10 e^- = 5 orbitales
f = 14 e^- = 7 orbitales
4. Z = 3: $1s^2 2s^1$
Z = 7: $1s^2 2s^2 2p^3$
Z = 13: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
Z = 17: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Z = 23: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
Z = 27: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
Z = 33: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
Z = 37: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$
Z = 43: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^5$
Z = 47: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^9$
Z = 53: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$
Z = 57: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^1$

Scanned with CamScanner

H_2SO_3 = Trioxosulfato IV de hidrógeno, ácido sulfuroso, ácido trioxosulfúrico IV
H_3PO_4 = Tetroxofosfato V de hidrógeno, ácido fosfórico, ácido tetroxofosfórico V
HClO = Oxoclorato I de hidrógeno, ácido hipocloroso, ácido oxoclórico I
$HClO_4$ = Tetraxoclorato VII de hidrógeno, ácido perclórico, ácido tetroxoclorico VII

4. H_2CO_3, HNO_2, $HClO_3$, HBr, HCN

6.6 2. KIO_4, Na_2SO_3, V_2SO_4, FeClF, $ZnPO_4$

3. Cu_2SiO_3 = Silicato cuproso, trioxosilicato IV de cobre I
NH_4HCO_3 = Bicarbonato de amonio, carbonato ácido de amonio, trioxocarbonato IV de hidrógeno y amonio
$NiCrO_3$ = Cromito Niquélico, trioxocromato III de níquel III
$Pb_3(PO_4)_2$ = Fosfato plumboso, tetroxofosfato V de plomo II
$CuNaSO_4$ = Sulfato sódico cuproso, tetroxosulfato VI de sodio y cobre I

7

EJERCICIOS PROPUESTOS

7.2 0.73 atm; 0.09 atm; 0.85 atm; 1.97 atm

7.3 a. 298 K; 283 K b. 1.32 g/L
c. 2.62 moles CH_4; 0.78 moles O_2; 3.76 moles H_2S

7.4 a. 448 mL b. 9.36 L

7.5 8.9 L

7.6 725 mL

7.7 688 Torr

7.8 a. 53.76 L b. 0.90 L
c. 1. 4.0 moles 2. 284 g
3. 2.4×10^{23} moléculas 4. 91.36

7.9 5.99 atm

7.10 52.66 s/mol

7.11 $P_{He} = 1.22$ atm, $P_{CO_2} = 0.10$ atm, $P_{CH_4} = 0.30$ atm
$P_T = 1.62$ atm
$nH_2 = 1.25$ moles, $nCO_2 = 0.11$ moles, $NCH_4 = 0.31$ moles

7.12 $P_{H_2} = 647.62$ mmHg

7.13 146.24 g/mol

AUTOEVALUACIÓN

7.2 4. a. 0.25 atm, b. 0.5 atm c. 1.28×10^{-3} atm
5. 1.2 g/L
6. 17,221 Pa, 1,292 mm Hg
7. $nCO_2 = 1.02$; $nN_2 = 1.60$; $nCO = 1.60$;
$nH_2 = 22.5$, $nC_3H_8 = 1.02$

7.3 1. 0.53L
2. a. disminuirá, b. 4.1 L
3. a. 877 mm Hg, b. 6.15 L,
c. 536.2 L d. 96.4 Torr, e. 163.76 L

7.4 1. 18.86 L
2. 33.96 L
3. a. 69.8° C b. 451.3 L c. 65.3 L
d. 32.8 L e. 333° C

7.5 1. a. 519.5 Torr b. 612 K. c. 899.4 L
d. 6.4 L e. 24.8° C
2. 492.3 K
3. 882.2 mm Hg
4. 4.5 L
5. 1.05 atm

7.6 1. 853 atm
2. 1.3 atm
3. 1.1 atm

7.7 1. $V_{O_2} = 17.56$ L, $V_{H_2} = 2,806$ L, $V_{H_2} = 206$ L, $V_{CH_4} = 351$ L
2. 20.4 g CH_4; 56.1 g CO_2; 102.1 g SO_3; 43.4 g H_2S
3. a. 17.16 b. 21.3 g
c. 0.76 moles d. 4.59×10^{23} moléculas
4. a. 78.5 L b. 3.5 moles c. 17.7 g/mol

7.8 1. 41 g H_2, 533 g C_2H_2, 82 g He
2. 0.9 atm C_2H_2, 0.5 atm CO_2, 1.7 atm H_2S
3. 49.7 L

7.9 1. 30 g/mol
2. 303 g/mol
3. 33.8 g/mol
4. 1.16 g/L
5. 118.9 g/mol

7.10 1. 0.73 atm
2. 124.9 mm Hg
3. 3 atm O_2; 4 atm H_2; 5 atm N_2

7.11 1. 3.9 L
2. 742.46 mm Hg
3. 542.46 mm Hg, 0.044 moles

7.12 1. a. H_2, b. CH_4, c. O_2, d. NH_3
2. 141.9 g/mol

7.13 1. a. más moléculas en el recipiente de CH_4
b. más presión en el recipiente de CH_4
c. mas velocidad el CH4

8

EJERCICIOS PROPUESTOS

8.6 a. 9% b. 30 g KNO_3 c. 20 g H_2O

8.7 5%

8.8 1.34%

8.9 a. 125.0 ppm Na^+ b. 1 ppm Al^{+3}
c. 250.0 ppm NaCl d. 5×10^{-3} ppm Au

8.10 a. 0.53 M NH_3 b. 1.17 M NH_3
c. 13.38 M NH_3

8.11 20.07 g HCl

8.12 151.90 g/eq

8.13 a. 1.58 eq HNO_3 b. 0.80 eq KCl
c. 2.5 eq NaOH

8.14 a. 2.44 eq H_2SO_4 b. 3.08 eq $Mg(OH)_2$
c. 2.4 eq $CaCO_3$

8.15 1.28 moles KOH = 1.28 eq KOH

8.16 a. 0.66 N HNO_3 b. 0.46 N HNO_3
c. 14.4 N HNO_3

8.17 0.238 N

8.18 a. $X_{NaOH} = 0.05$, $X_{H_2O} = 0.95$
b. $X_{C_2H_6O} = 0.02$, $X_{H_2O} = 0.9$
c. $X_{H_2SO_4} = 0.14$, $X_{H_2O} = 0.86$
d. $X_{HCl} = 0.07$, $X_{H_2O} = 0.93$

8.19 a. 1 m b. 0.01 m c. 0.066 m

8.20 a. 1.09 m b. 0.44 m c. 0.38 m

AUTOEVALUACIÓN

8.4 A: 1. 36.36%
2. 4% NaCl, 96% H_2O
3. 75 g NaOH
4. 160 g H_2O
5. 25 g $CuSO_4$
6. 21.33%
7. 6.25% alcohol, 93.75% agua
8. 20 mL alcohol

B: 1. a. 2.17 M b. 0.20 M c. 0.43 M d. 0.09 M
2. a. 0.6 M b. 0.4 M c. 1 M d. 10 M
3. a. 0.585 g NaCl b. 72 g $C_6H_{12}O_6$
c. 5.6 g KOH d. 70.7 g KNO_3
4. 10.16 M
5. 15.89 M
6. 1.8 M
7. 10.28 M
8. 3.35 M

C: 1. 55.5 g/eq $CaCl_2$; 63 g/eq HNO_3; 26 g/eq $Al(OH)_3$
37 g/eq $Ca(OH)_2$; 32.66 g/eq H_3PO_4; 58.5 g/eq NaCl

Scanned with CamScanner

24 g/eq LiOH

2. a. 1.08 eq b. 1.9 eq c. 7.69 eq d. 1.35 eq
   e. 2.75 eq f. 1.70 eq g. 0.83 eq
3. 0.3 eq
4. 0.5 eq

D: 1. a. 5.5 N b. 0.85 N c. 3.33 N d. 1.50 N
2. a. 5 N b. 0.1 N c. 2 N d. 0.49 N
3. a. 4.8 g b. 235.2 g c. 14.625 g d. 19.5 g
5. 14.11 N
6. 10.37 N

E: 1. a. 0.05 m b. 1 m c. 1 m d. 0.5 m
2. a. 0.06 m b. 1.94×10^{-3} m c. 0.21 m
   d. 0.06 m e. 2.63×10^{-3} m

9

EJERCICIOS PROPUESTOS

9.1 a. $C + O_2 \longrightarrow CO_2$ b. $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$
c. $NaCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl(s) + NaNO_3$

9.2 a. Desplazamiento b. Síntesis
c. Descomposición d. Doble desplazamiento
e. síntesis f. Doble desplazamiento

9.3 Mg > Zn > Pb

9.5 $Zn^0 + H^{+1}_2S^{+6}O^{-2}_4 \quad Zn^{+2}S^{+6}O^{+2}_4 + H^0_2$
Zn: de Zn^0 pasa a Zn^{+2}
H: de H^{+1} pasa a H^0
O: de O^{-2} sigue como O^{-2} no varía

9.6 Son redox: b,c,e Son no redox: a,d

9.8 Son estequiométricas: a,c
Son no estequiométricas: b,d

9.9 a. $2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2$
b. $2KI + Cl_2 \longrightarrow 2KCl + I_2$
c. $2HCl + FeS \longrightarrow FeCl_2 + H_2S$
d. $Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$
e. $2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$

9.10 $Na - 1e^- \longrightarrow Na^+$ Semireacción de oxidación
$Cl + 1e^- \longrightarrow Cl^-$ Semireacción de reducción

$Na + Cl \longrightarrow Na^+ + Cl$
$Na + Cl \longrightarrow NaCl$

9.11 $Pb^{+2}S^{-2} + O^0_2 \longrightarrow Pb^{+2}O^{-2} + S^{+4}O^{-2}_2$
$S^{-2} \longrightarrow S^{+4}$ se óxido. Agente reductor
$O^0 \longrightarrow O^{-2}$ Se redujo. Agente oxidante
$Cu^0 + O_20 \longrightarrow Cu^{+2}O^{-2}$
$Cu^0 \longrightarrow Cu^{+2}$ Se oxidó Agente reductor
$O^0 \longrightarrow O^{-2}$ Se redujo. Agente oxidante
$C^{-4}H^{+1}_4 + O^0_2 \longrightarrow C^{+2}O^{-2}_2 + H^{+1}_2O^{-2}$
$C^{-4} \longrightarrow C^{+2}$ Se oxidó. Agente reductor
$O^0 \longrightarrow O^{-2}$ Se redujo. Agente oxidante

9.12 $2KMnO_4 + 16HCl \longrightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2$

9.13 $2Fe + 6H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$

9.14 $10HNO_3 + I_2 \longrightarrow 10NO_2 + 2HIO_3 + 4H_2O$

AUTOEVALUACIÓN

9.3 2. a. Descomposición b. Descomposición
c. síntesis d. Doble desplazamiento
e. Desplazamiento
5. Reacciones que ocurren: b,c No ocurren: a,d

9.4 2. Son redox: a,b,c. Son No redox: d,e

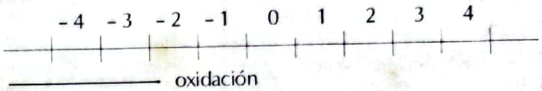
9.5 3. $2Ca_3(PO_4)_2$, $3AlCl_3$, $1Na_2SO_4$, $2Na_2S_2O_3$
Son coeficientes: 2,3,1,2
Los demás son subíndices: 3,4,2,3,2,4,2,2,3
5. Es estequiométrica: b
a. $2K(s) + Cl_2 \longrightarrow 2KCl(s)$
c. $Fe_2O_3(s) + 2Al(s) \longrightarrow Al_2O_3(s) + 2Fe(s)$
d. $2Cu(s) + O_2(g) \longrightarrow 2CuO(s)$
e. $2Na(s) + ZnSO_4(ac) \longrightarrow Na_2SO_4 + Zn(s)$

9.6 1. a. $4Fe(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Fe_2O_3(g)$
b. $P_4(s) + 6Cl_2(g) \longrightarrow 4PCl_3(\ell)$
c. $6K(s) + N_2(g) \longrightarrow 2K_3N(s)$
d. $2B(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2BCl_3(\ell)$

3. Son de oxidación: b,e
Son de reducción: a,c,d,f

4. a. $Al - 3e^- \longrightarrow Al^{+3}$ Oxidación. Agente reductor
$Pb^{+2} + 2e^- \longrightarrow Pb$ Reducción. Agente oxidante
b. $SO_4{-}2 + 2e^- \longrightarrow SO_2$ Reducción. Agente oxidante
$Zn - 2e \longrightarrow Zn^{+2}$ oxidación. Agente reductor
c. $2I^- - 2e^- \longrightarrow I_2$ oxidaión Agente reductor
$NO_3 + 3e^- \longrightarrow NO$ reducción. Agente oxidante
d. $NO_3^- + 3e^- \longrightarrow NO$ reducción. Agente oxidante
$2I^- - 2e^- \longrightarrow I_2$ oxidación. Agente reductor
e. $2I^{+3} + 6e^- \longrightarrow I_2$ reducción. Agente oxidante
$CO - 2e \longrightarrow CO_2$ oxidación. Agente reductor
f. $H_2 - 2e^- \longrightarrow 2H^+$ oxidación. Agente reductor
$O_2 + 4e^- \longrightarrow 2O^{-2}$ reducción. Agente oxidante

5. 2



oxidación
Reducción

6. a. $KClO + H_2 \longrightarrow KCl + H_2O$
b. $2HNO_2 + 2HI \longrightarrow 2NO + I_2 + 2H_2O$
c. $SnSO_4 + 2FeSO_4 \longrightarrow Sn + Fe_2(SO_4)_3$
d. $3MnO_2 + 4Al \longrightarrow 2Al_2O_3 + 3Mn$
e. $4NH_3 + 5O_2 \longrightarrow 4NO + 6H_2O$
f. $2C_2H_2 + 5O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 2H_2O$
g. $16KI + 10H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2S + 8H_2O + 8I_2 + 8K_2SO_4$
h. $4Ag + 4H_2SO_4 \longrightarrow 2Ag_2SO_4 + 2SO_2 + 4H_2O$
i. $2I_2O_5 + 10CO \longrightarrow 4I_2 + 10CO_2$
j. $2KMnO_4 + 16HCl \longrightarrow 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2 + 2KCl$
k. $3SiCl_4 + Si \longrightarrow 2Si_2Cl_6$
l. $Al_2S_3 + 6H_2O \longrightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2S$

10

EJERCICIOS PROPUESTOS

10.3 a. 6 moles de NH_3 b. 0.75 moles de H_2

10.4 718.7 g Na

10.5 0.66 at. g; 1.36 moles $CaCO_3$

10.6 36.7 g $Mg_3(PO_4)_2$; Sobran 6.8 g de H_3PO_4

10.7 0.44 g $PbSO_4$

10.8 199.6 g HCl; Rendimiento = 95.16%

10.9 408.3 g $KClO_3$

10.10 2.1 g H_2

AUTOEVALUACIÓN

10.3 1. a. 1.5 moles H_2 b. 1.5 moles Zn
c. 1.5 moles $ZnCl_2$ d. 1.0 moles HCl
e. 1.5 moles $ZnCl_2$
2. a. 1.0 moles H_2SO_4 b. 0.34 moles H_2O
c. 27.7 moles NaOH d. 160 g NaOH
3. a. 80.77 g $BaCO_3$ b. 2 moles CO_2
c. 7.38 g H_2O d. 9.0 g H_2O
4. a. 18.86 moles NaOH b. 9.43 moles $Ca(OH)_2$
c. 9.43 moles $CaCO_3$ d. 400 g NaOH
5. a. 477 g Cu_2S b. 3 moles O_2
c. 381 g Cu d. 160 g O_2
6. a. 3.24 g $KClO_4$ b. 1.74 g KCl
c. 209.9 g $KClO_4$
7. a. 987.9 g $CaCl_2$ b. 649.7 g HCl
c. 120.9 g $CaCl_2$ d. 204.4 g HCl
8. a. 13.2 g H_2 b. 244.2 g $Ca(OH)_2$
c. 168.0 g CaH_2 d. 270 g H_2O

Scanned with CamScanner

001666

9. a. 528 g CO_2 b. 18 moles H_2O
c. 7 moles O_2 d. 6 moles C_2H_6

10.4 1. 1.5 moles Cl_2 2.0 moles Cl_2
0.5 moles Cl_2 0.2 moles Cl_2
2.0 moles Cl_2
2. 10 g CaH_2 0.1 g CaH_2
200 g H_2O 200 g CaH_2
1 kg CaH_2
3. 59.75 $CHCl_3$ 78.87 g $CHCl_3$
19.12 $CHCl_3$
4. 0.92 g H_2 9.5×10^{-3} g H_2
22.22 g H_2
Reactivo en exceso: 41.50 g H_2O; 0.27 g H_2O; 268.8 g CaH_2
5. 171.5 g Mg_3N_2; Sobran 33.6 g N_2
6. 124.02 g Cu_2S; Reactante límite Cu, exceso = 0.78, moles S = 24.96 S

10.5 2. 2.3 g PbS
3. 0.35 g $PbSO_4$
4. 5.42 g pH_3
5. 79.9%
6. 87.71%
7. 7.3%
8. 32.71 g $C_6H_5NO_2$
9. 97.2%

10.6 1. 801.0 g Na_2SO_4
2. 264 g O_2; 349.8 g SO_2
3. 263 g CS_2
4. 107 g CaO
5. 93.8%, 98.2%

EJERCICIOS PROPUESTOS 11

11.1 Reacciones endotérmicas: a,c,d
Reacciones exotérmicas: b

11.2 117 ~~kCal~~

11.3 $2C(g) + O_2(g) \quad 2CO(g)\ \Delta H = 231 kJ/mol$

11.4 58/52 kJ/mol

11.5 a. $\Delta H_F = -89.4$ kJ Exotérmica
b. ΔH_F – 571.4 kJ Exotérmica

11.6 a. Cátodos $Ag^+ + 1e^- \longrightarrow Ag$
Ánodo $Ag - 1e \longrightarrow Ag^+$

AUTOEVALUACIÓN

11.2 4. Reacción exotérmica: a,c,a
Reacción endotérmicas: b,e
5. a. 229.5 ~~kCal~~ b. 765 ~~kCal~~ c. 459 ~~kCal~~
6. a. 11.6 ~~kCal~~ b. 62 kCal
7. a. 6 moles b. 4 moles
c. 50.3 ~~kCal~~ d. 55.4 ~~kCal~~
8. $HCl(g) \longrightarrow 1/2\ H_2(g) + 1/2Cl_2(g)\ \Delta H_F = 92.30$ kJ/mol;
$NH_3(g) \longrightarrow 1/2N_2 + 3/2H_2(g)\ \Delta H_F = 46.30$kJ/mol;
$1/2N_2(g) + 2H_2(g) + 1/2Cl_2(g) \longrightarrow NH_4Cl(g)$;
$\Delta H_F = -314.4$kJ/mol
$HCl(g) + NH_3(g) \longrightarrow NH_4Cl(g)\ \Delta H_T = -452.89$kJ/mol
Proceso = Exotérmico
12. 14.9 kJ/ °C
13. $\Delta T = 2.14$° C
14. a. – 081.1 kJ/mol b. – 352.6 kJ/mol
c. – 3339.9 kJ/mol d. 19.4 kJ/mol
e. – 156 kJ/mol

EJERCICIOS PROPUESTOS 12

12.1 a. $K = \dfrac{[HI]}{[H_2][I_2]}$

b. $K = \dfrac{[NO]\,[CO_2]}{[NO_2][CO]}$

c. $K = \dfrac{[NH_3]^2}{[H_2][N_2]}$

d. $K = \dfrac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]}$

12.2 $K_i = 1.35 \times 10^7$

12.3 $K = 0.05$

12.4 a. Es muy completa hacia la derecha
b. Es muy incompleta c. Es incompleta

AUTOEVALUACIÓN

12.3 3. a. $K = \dfrac{[CO_2]}{[O_2]}$

b. $K = \dfrac{[Cl_2][PCl_2]}{[PCl_5]}$

c. $K = \dfrac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]}$

d. $K = [SO_2]$
4. $K_i = 212.7$
5. $K_i = 1.42 \times 10^6$
6. $K = 0.77$
7. $K = 6.12 \times 10^{-5}$
8. $K = 555.5$
$[SO2]eq = 2.0 \times 10^{-3}$ mol/L $[O_2]eq = 1.8 \times 10^{-3}$ mol/L
9. a. muy incompleto b. Demasiado incompleto c. Incompleto
d. Muy completo e. Incompleto

EJERCICIOS PROPUESTOS 13

13.1 $[NH_4+] = 1.34 \times 10^{-3}$
$[NH_3] = 9.8 \times 10^{-2}$
$K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

13.2 a. $[H^+] = 5 \times 10^{-12}$ Solución básica
b. $[OH] = 2.8 \times 10^{-14}$ Solución ácida
c. $[H^+] = 1 \times 10^{-7}$ Solución neutral
d. [OH–] = 5.5 × 10–5 Solución básica

13.3 a. pH = 2.6 Solución ácida b. pH = 9.0 Solución básica
c. pH = 11.1 Solución básica d. pH = 0.6 Solución ácida

13.4 a. pOH = 14, pH = 0 b. pOH = 3, pH = 11
c. pH = 2, pOH = 12 d. pH = 11, pOH = 3

13.5 a. pH = 2.65, pOH = 11.35 Solución ácida
b. pH = 2.0, pOH = 12.0 Solución ácida
c. pH = 3.26, pOH = 11.74 Solución ácida
d. pH = 3 pOH = 11 Solución ácida

AUTOEVALUACIÓN

13.3 1. 1.68×10^{-4}
2. $[NH_4^+] = [NH_3] = 3.6 \times 10^{-3}$ moles/L
3. $K_a = 1.0 \times 10^{-6}$
4. $K_b = 1.9 \times 10^{-4}$
5. $[H^+] = 1 \times 10^{-5}$, 7.9×10^{-4}, 1×10^{-12}, 1×10^{-13}, 1×10^{-14}
6. $[OH^-] = 1 \times 10^{-9}$, 13×10^{-11}, 1×10^{-2}, 1×10^{-1}, 1
7. a. pH = 2.6, pOH = 11.4 b. pOH = 0.3, pH = 13.7
c. pH = 11.7, pOH = 2.3 d. pOH = 2, pH = 12
e. pOH = 1, pH = 13 f. pH = 0.7, pOH = 13.3
8. Sal + agua

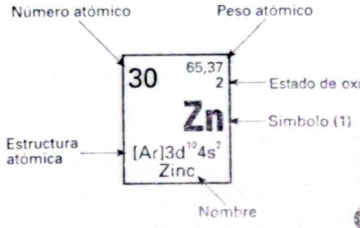
Scanned with CamScanner

Tabla periódica de los elementos

Notas:

- Metales.
- Metaloides.
- No metales.

(1) Base en peso atómico carbono de 12 ( ) indica el más estable o el de isótopo más conocido.



Periodo	Grupo 1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIIIB	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	Gases nobles 18 VIIIA
1	1 1,00797 1 **H** s^1 Hidrógeno																	2 4,0026 0 **He** s^2 Helio
2	3 6,939 1 **Li** $s^2 2s^1$ Litio	4 9,0122 2 **Be** $s^2 2s^2$ Berilio											5 10,811 3 **B** $s^2 2s^2 2p^1$ Boro	6 12,01115 ±4,2 **C** $s^2 2s^2 2p^2$ Carbono	7 14,0067 ±3,5,4,2 **N** $s^2 2s^2 2p^3$ Nitrógeno	8 15,9994 −2 **O** $s^2 2s^2 2p^4$ Oxígeno	9 18,9984 −1 **F** $s^2 2s^2 2p^5$ Fluor	10 20,183 0 **Ne** $s^2 2s^2 2p^6$ Neón
3	11 22,9898 1 **Na** [Ne]$3s^1$ Sodio	12 24,312 2 **Mg** [Ne]$3s^2$ Magnesio											13 26,9815 3 **Al** [Ne]$3s^2 3p^1$ Aluminio	14 28,086 ±4 **Si** [Ne]$3s^2 3p^2$ Silicio	15 30,9738 ±3,5,4 **P** [Ne]$3s^2 3p^3$ Fósforo	16 32,064 6,4,−2 **S** [Ne]$3s^2 3p^4$ Azufre	17 35,453 ±1,4,5,6,7 **Cl** [Ne]$3s^2 3p^5$ Cloro	18 39,948 0 **Ar** [Ne]$3s^2 3p^6$ Argón
4	19 39,102 1 **K** [Ar]$4s^1$ Potasio	20 40,08 2 **Ca** [Ar]$4s^2$ Calcio	21 44,956 3 **Sc** [Ar]$3d^1 4s^2$ Escandio	22 47,90 4,3 **Ti** [Ar]$3d^2 4s^2$ Titanio	23 50,942 5,4,3,2 **V** [Ar]$3d^3 4s^2$ Vanadio	24 51,996 6,3,2 **Cr** [Ar]$3d^5 4s^1$ Cromo	25 54,938 7,6,4,3,2,0,−1 **Mn** [Ar]$3d^5 4s^2$ Manganeso	26 55,847 2,3 **Fe** [Ar]$3d^6 4s^2$ Hierro	27 58,933 2,3 **Co** [Ar]$3d^7 4s^2$ Cobalto	28 58,71 2,3 **Ni** [Ar]$3d^8 4s^2$ Níquel	29 63,54 2,1 **Cu** [Ar]$3d^{10} 4s^1$ Cobre	30 65,37 2 **Zn** [Ar]$3d^{10} 4s^2$ Zinc	31 69,72 3 **Ga** [Ar]$3d^{10} 4s^2 4p^1$ Galio	32 72,59 4 **Ge** [Ar]$3d^{10} 4s^2 4p^2$ Germanio	33 74,922 ±3,5 **As** [Ar]$3d^{10} 4s^2 4p^3$ Arsénico	34 78,96 6,4,−2 **Se** [Ar]$3d^{10} 4s^2 4p^4$ Selenio	35 79,909 ±1,4,5 **Br** [Ar]$3d^{10} 4s^2 4p^5$ Bromo	36 83,80 0 **Kr** [Ar]$3d^{10} 4s^2 4p^6$ Criptón
5	37 85,47 1 **Rb** [Kr]$5s^1$ Rubidio	38 87,62 2 **Sr** [Kr]$5s^2$ Estroncio	39 88,905 3 **Y** [Kr]$4d^1 5s^2$ Ytrio	40 91,22 4 **Zr** [Kr]$4d^2 5s^2$ Circonio	41 92,906 5,3 **Nb** [Kr]$4d^4 5s^1$ Niobio	42 95,94 6,5,4,3,2 **Mo** [Kr]$4d^5 5s^1$ Molibdeno	43 (99) 7,6 **Tc** [Kr]$4d^5 5s^2$ Tecnecio	44 101,07 8,6,4,3 **Ru** [Kr]$4d^7 5s^1$ Rutenio	45 102,905 2,3,4 **Rh** [Kr]$4d^8 5s^1$ Rodio	46 106,4 2,4 **Pd** [Kr]$4d^{10}$ Paladio	47 107,870 1 **Ag** [Kr]$4d^{10} 5s^1$ Plata	48 112,40 2 **Cd** [Kr]$4d^{10} 5s^2$ Cadmio	49 114,82 3 **In** [Kr]$4d^{10} 5s^2 5p^1$ Indio	50 118,69 4,2 **Sn** [Kr]$4d^{10} 5s^2 5p^2$ Estaño	51 121,75 ±3,5 **Sb** [Kr]$4d^{10} 5s^2 5p^3$ Antimonio	52 127,60 6,4,−2 **Te** [Kr]$4d^{10} 5s^2 5p^4$ Teluro	53 126,904 ±1,4,5,7 **I** [Kr]$4d^{10} 5s^2 5p^5$ Yodo	54 131,30 0 **Xe** [Kr]$4d^{10} 5s^2 5p^6$ Xenón
6	55 132,905 1 **Cs** [Xe]$6s^1$ Cesio	56 137,34 2 **Ba** [Xe]$6s^2$ Bario	57 138,91 3 **La** [Xe]$5d^1 6s^2$ Lantano	72 178,49 4 **Hf** [Xe]$4f^{14} 5d^2 6s^2$ Hafnio	73 180,948 5 **Ta** [Xe]$4f^{14} 5d^3 6s^2$ Tantalio	74 183,85 6,5,4,3,2,0 **W** [Xe]$4f^{14} 5d^4 6s^2$ Wolframio	75 186,2 7,6,4,2,−1 **Re** [Xe]$4f^{14} 5d^5 6s^2$ Renio	76 190,2 2,3,4,6,8 **Os** [Xe]$4f^{14} 5d^6 6s^2$ Osmio	77 192,2 2,3,4,6 **Ir** [Xe]$4f^{14} 5d^7 6s^2$ Iridio	78 195,09 2,4 **Pt** [Xe]$4f^{14} 5d^9 6s^1$ Platino	79 196,967 3,1 **Au** [Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^1$ Oro	80 200,59 2,1 **Hg** [Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^2$ Mercurio	81 204,37 3,1 **Tl** [Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$ Talio	82 207,19 4,2 **Pb** [Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$ Plomo	83 208,980 3,5 **Bi** [Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$ Bismuto	84 (210) 4,2 **Po** [Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$ Polonio	85 (210) — **At** [Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$ Astato	86 (222) 0 **Rn** [Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$ Radón
7	87 (223) 1 **Fr** [Rn]$7s^1$ Francio	88 (226) 2 **Ra** [Rn]$7s^2$ Radio	89 (227) 3 **Ac** [Rn]$6d^1 7s^2$ Actinio															

6	58 140,12 3,4 **Ce** [Xe]$4f^1 5d^1 6s^2$ Cerio	59 140,907 3,4 **Pr** [Xe]$4f^3 5d^0 6s^2$ Praseodomio	60 144,24 3 **Nd** [Xe]$4f^4 5d^0 6s^2$ Neodimio	61 (147) 3 **Pm** [Xe]$4f^5 5d^0 6s^2$ Promecio	62 150,35 3,2 **Sm** [Xe]$4f^6 5d^0 6s^2$ Samario	63 151,96 3,2 **Eu** [Xe]$4f^7 5d^0 6s^2$ Europio	64 157,25 3 **Gd** [Xe]$4f^7 5d^1 6s^2$ Gadolinio	65 158,924 3,4 **Tb** [Xe]$4f^9 5d^0 6s^2$ Terbio	66 162,50 3 **Dy** [Xe]$4f^{10} 5d^0 6s^2$ Disprosio	67 164,930 3 **Ho** [Xe]$4f^{11} 5d^0 6s^2$ Holmio	68 167,26 3 **Er** [Xe]$4f^{12} 5d^0 6s^2$ Erbio	69 168,934 3,2 **Tm** [Xe]$4f^{13} 5d^0 6s^2$ Tulio	70 173,04 3,2 **Yb** [Xe]$4f^{14} 5d^0 6s^2$ Iterbio	71 174,97 3 **Lu** [Xe]$4f^{14} 5d^1 6s^2$ Lutecio
7	90 232,038 4 **Th** [Rn]$6d^2 7s^2$ Torio	91 (231) 5,4 **Pa** [Rn]$5f^2 6d^1 7s^2$ Protoactinio	92 238,03 6,5,4,3 **U** [Rn]$5f^3 6d^1 7s^2$ Uranio	93 (237) 6,5,4,3 **Np** [Rn]$5f^4 6d^1 7s^2$ Neptunio	94 (242) 6,5,4,3 **Pu** [Rn]$5f^6 6d^0 7s^2$ Plutonio	95 (243) 6,5,4,3 **Am** [Rn]$5f^7 6d^0 7s^2$ Americio	96 (247) 3 **Cm** [Rn]$5f^7 6d^1 7s^2$ Curio	97 (249) 4,3 **Bk** [Rn]$5f^8 6d^1 7s^2$ Berkelio	98 (254) 3 **Cf** [Rn]$5f^{10} 6d^0 7s^2$ Californio	99 (253) — **Es** Einstenio	100 (253) — **Fm** Fermio	101 (256) — **Md** Mendelevio	102 (254) — **No** Nobelio	103 (257) — **Lr** Laurencio

104 Unq (261)	105 Unp (262)	106 Unh (263)	107 Uns (262)	108 Uno (265)	109 Une (267)

Tomado y adaptado de *Curso de quím[illegible]* Antonio Pozas José Illana y otros. Editorial McGrawHill, 1993.

EJEMPLAR DE CORTESIA PROHIBIDA SU VENTA
McGraw-Hill INTERAMERICANA S. A.
20 JUN. 1997

Scanned with CamScanner

OTROS TITULOS McGRAW-HILL EN ESPAÑOL

Alcántara	Química de hoy
Cárdenas/Gélvez	Química y ambiente 2
Castellanos	Fundamentos de química orgánica
Garzón	Química general
Pozas	Curso de química
Solís	Nomenclatura química
Smoot	Química, un curso moderno
Whitten	Química general

ISBN 958-600-378-7

Scanned with CamScanner